

М. Б. Усманова, К. Н. Сакарьянова, Б. Н. Сахариева

ХИМИЯ

Учебник для 8 класса общеобразовательной школы

8

Рекомендовано Министерством образования и науки
Республики Казахстан

Алматы «Атамұра» 2018

УДК 373.167.1
ББК 24.1 я 72
У 76

Учебник подготовлен в соответствии с Типовой учебной программой по предмету «Химия» для 7–9 классов уровня основного среднего образования по обновленному содержанию, утвержденной Министерством образования и науки РК.

Условные обозначения:



– разноуровневые вопросы и задания



– вспомните, что вы знаете, читали



– новые термины и понятия



– творческие задания



– лабораторные опыты



– практические работы



– демонстрация



– дополнительный материал для любознательных



– «Знаешь ли ты?», «Запомни!», «Это интересно!»



– «Играем, думаем, учимся!»

Усманова М. Б. и др.

У 76 Химия: Учебник для 8 кл. общеобразоват. шк. / М. Б. Усманова, К. Н. Сакарьянова, Б. Н. Сахариева. – Алматы: Атамұра, 2018. – 224 с.

ISBN 978-601-331-166-1

УДК 373.167.1
ББК 24.1 я 72

ISBN 978-601-331-166-1

© Усманова М. Б.,
Сакарьянова К. Н.,
Сахариева Б. Н., 2018
© «Атамұра», 2018

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие восьмиклассники!

В этом году вы продолжаете изучение химии – одного из самых интересных разделов естествознания.

Химия – наука о веществах и их превращениях. Постигая ее основы, шаг за шагом вы будете знакомиться с удивительным миром веществ, которые нас окружают и из которых мы с вами состоим.

Учебник познакомит вас с теоретической базой химии – атомно-молекулярным учением, вытекающими из него основными химическими понятиями (атом, молекула, моль, мольный объем и др.). Затем вы продолжите изучать строение вещества, Периодический закон – фундамент всей химии элементов. Хорошее усвоение этого материала необходимо для дальнейшего углубленного изучения химии в старших классах.

В учебнике прослеживается причинно-следственная связь между свойствами, строением и составом веществ. Показана ведущая роль химии как теоретической основы многих промышленных процессов в решении экологических проблем, в формировании культуры потребления товаров повседневного спроса.

Успешное изучение химии невозможно без знания современной химической символики. Поэтому авторы большое внимание уделяют освоению химического языка, а также решению расчетных задач (по формулам и уравнениям) и методам выполнения лабораторных и практических работ, творческих заданий.

После каждой темы даны задачи и упражнения трех уровней сложности, что обеспечивает разноуровневый подход в обучении.

Каждая тема завершается краткими выводами, которые вы обязательно должны запомнить. В дальнейшем эти выводы будут расширены и углублены.

Представленные в учебнике рисунки, схемы, таблицы, графики наглядно раскрывают суть изучаемого материала.

В системном порядке даны объекты исследования химии и способы их изучения. Знакомясь со способами получения и применения веществ, вы получите развернутое представление о ведущей роли химии в современном мире.

Под рубриками «Знаешь ли ты?», «Запомни!», «Это интересно!», «Играем, думаем, учимся!» помещены научно-познавательные материалы, адресованные любознательным ученикам.

Интересны, важны сведения о богатейших природных запасах и химической промышленности Казахстана.

В конце учебника даны основные понятия и термины, которые вы должны знать после изучения химии в 8 классе.

Желаем вам успехов в изучении одного из самых увлекательных, но и самых трудных школьных предметов!

Глава I.

ДВИЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМАХ

§1 РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМАХ



Вспомните! Атом, молекула. Строение атома.

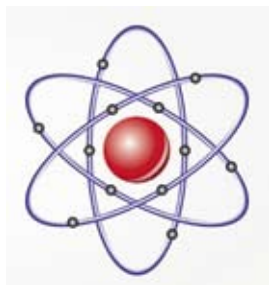
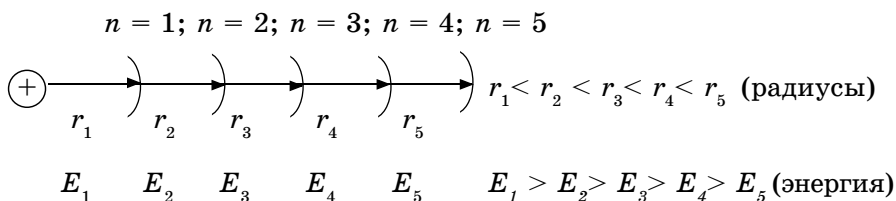


Рис. 1.
Строение атома

Из курса 7 класса мы узнали, что атом является сложной системой, состоящей из ядра и электронов (рис. 1). Выясним теперь закономерности расположения электронов вокруг ядра. Число электронов равно заряду ядра атома (атомному номеру элемента). Однако электроны притягиваются к ядру не с одинаковой силой, так как обладают различным запасом энергии и поэтому находятся на разном расстоянии от ядра.

Электроны с близкими значениями энергии располагаются на одинаковом расстоянии от ядра. Эти расстояния называются **энергетическими уровнями**. Их обозначают буквой n и нумеруют по мере удаления от ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. Значение n определяется номером периода, в котором расположен элемент. Максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне (емкость энергетического уровня) определяется формулой $N(\bar{e}) = 2n^2$, где N – число электронов, n – номер энергетического уровня. Если $n = 1$, $N = 2$; $n = 4$, $N = 2 \cdot 4^2 = 32$ электрона.



Электроны, расположенные ближе к ядру, сильнее притягиваются к нему. По мере отдаления от ядра энергия связи уменьшается. Радиус r показывает удаленность каждого энергетического уровня от ядра.

Электроны заселяют пространство вокруг ядра поэтапно, образуя энергетические уровни (рис. 2). Почему так важно знать, как располагаются электроны в атоме? Потому что от строения электронных оболочек элемента зависят его физические и химические свойства (табл. 1). Потому что при непосредственном участии электронов атомов происходят образование и раз-

s -облако может располагаться в пространстве симметрично точке пересечения осей координат, поэтому его обозначают одной ячейкой \square . p -облако может располагаться вдоль трех осей x, y, z , поэтому их обозначают p_x, p_y, p_z или тремя ячейками $\square\square\square$. **На одном энергетическом уровне могут находиться электронные облака различной формы, которые образуют подуровни.**

Электроны вращаются не только вокруг ядра, но и вокруг своей оси, как Земля вокруг Солнца и своей оси.

Вращение электрона вокруг своей оси называют спином (от англ. *spin* – волчок). Электроны могут вращаться по часовой стрелке или против нее. На каждой орбитали могут располагаться только два разнонаправленных электрона. Поэтому при составлении электронно-графических формул атомов электроны изображают в ячейке двумя разнонаправленными стрелками $\uparrow\downarrow$.



Электронное облако, энергетический уровень, электронная формула, ячейка, спин.

А



1. Как заряжены электроны, ядро?
2. Как определяются заряд ядра атома и число электронов, вращающихся вокруг ядра?
3. Дайте определение следующих понятий: электронное облако, энергетический уровень, ячейка, спин.

В

1. Назовите формулу, определяющую электронную емкость энергетического уровня.
2. Сколько электронов вращаются на s -, p -орбиталях.

С

1. Как вы считаете, с какого энергетического уровня легче отрывается электрон: с внутреннего или внешнего?
2. Рассчитайте электронную емкость третьего энергетического уровня.

§2

ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ АТОМОВ

Теперь перейдем к рассмотрению электронных формул атомов. Начнем с первого элемента в таблице Менделеева – атома водорода. У атома водорода имеется один электрон, который расположен на s -подуровне первого энергетического уровня, поэтому электронная формула атома водорода $1s^1$, атома гелия – $1s^2$ («один-эс-два»).

В Периодической системе атомы водорода и гелия расположены в 1-м периоде, т. е. у этих элементов запас энергии электронов одинаковый, поэтому они находятся на одном энергетическом уровне. Согласно формуле $N = 2n^2$, на первом энергетическом уровне могут находиться только $2\bar{e}$.

Следующий: литий – элемент 2-го периода. У лития имеются два энергетических уровня вокруг ядра, внутренний повторяет электронное строение атома гелия. Два его электрона находятся на первом энергетическом уровне, третий электрон – на втором. Во 2-м периоде $n = 2$, $N = 2n^2$, т. е. $N = 2 \cdot 2^2 = 8$. Итак, на втором энергетическом уровне могут вращаться восемь электронов (табл. 2).

Таблица 2. Заполнение энергетических уровней электронами элементов второго периода

Элемент	Распределение электронов по энергетическим уровням	Электронная формула	Электронно-графическая формула
${}^7_3\text{Li}$	$\begin{array}{c} (+3) \\ \left. \begin{array}{c} \\ \end{array} \right\} 2\bar{e} \quad \left. \begin{array}{c} \\ \end{array} \right\} 1\bar{e} \end{array}$	$1s^2 2s^1$	$\begin{array}{c} 2s \quad 2p \\ \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ 1s \end{array}$
${}^9_4\text{Be}$	$\begin{array}{c} (+4) \\ \left. \begin{array}{c} \\ \end{array} \right\} 2\bar{e} \quad \left. \begin{array}{c} \\ \end{array} \right\} 2\bar{e} \end{array}$	$1s^2 2s^2$	$\begin{array}{c} 2s \quad 2p \\ \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ 1s \end{array}$
${}^{11}_5\text{B}$	$\begin{array}{c} (+5) \\ \left. \begin{array}{c} \\ \end{array} \right\} 2\bar{e} \quad \left. \begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right\} 3\bar{e} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\begin{array}{c} 2s \quad 2p \\ \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ 1s \end{array}$
${}^{12}_6\text{C}$	$\begin{array}{c} (+6) \\ \left. \begin{array}{c} \\ \end{array} \right\} 2\bar{e} \quad \left. \begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right\} 4\bar{e} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\begin{array}{c} 2s \quad 2p \\ \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ 1s \end{array}$
${}^{14}_7\text{N}$	$\begin{array}{c} (+7) \\ \left. \begin{array}{c} \\ \end{array} \right\} 2\bar{e} \quad \left. \begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right\} 5\bar{e} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\begin{array}{c} 2s \quad 2p \\ \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ 1s \end{array}$
${}^{16}_8\text{O}$	$\begin{array}{c} (+8) \\ \left. \begin{array}{c} \\ \end{array} \right\} 2\bar{e} \quad \left. \begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right\} 6\bar{e} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\begin{array}{c} 2s \quad 2p \\ \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ 1s \end{array}$

продолжение:

${}^{19}_9\text{F}$	$\begin{array}{c} (+9) \\ \left. \begin{array}{c} \end{array} \right\} 2\bar{e} \quad \left. \begin{array}{c} \end{array} \right\} 7\bar{e} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\begin{array}{c} 2s \quad 2p \\ \begin{array}{ c c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \\ \hline \end{array} \\ 1s \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \end{array}$
${}^{20}_{10}\text{Ne}$	$\begin{array}{c} (+10) \\ \left. \begin{array}{c} \end{array} \right\} 2\bar{e} \quad \left. \begin{array}{c} \end{array} \right\} 8\bar{e} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\begin{array}{c} 2s \quad 2p \\ \begin{array}{ c c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \\ \hline \end{array} \\ 1s \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \end{array}$

У атома неона второй энергетический уровень заполнен электронами, т. е. второй слой завершен.

Такая закономерность повторяется на третьем энергетическом уровне – от натрия до аргона. У элементов этого периода строение внутренних двух уровней повторяет структуру неона (табл. 2).

У атома аргона завершается третий энергетический уровень. Элементы, у которых внешний энергетический уровень завершен, обладают инертностью.

После аргона в таблице расположен калий. У атома калия следующий электрон образует новый, четвертый энергетический уровень, а внутренние три уровня повторяют электронное строение аргона (табл. 1).

При сравнении электронной структуры элементов 2-го и 3-го периодов заметно, что число электронов на внешнем энергетическом уровне у атомов лития, натрия и калия одинаковое ($1\bar{e}$). Такая же закономерность наблюдается у атомов бериллия, магния и кальция ($2\bar{e}$).

Такие сходства в структурах внешних уровней наблюдаются у элементов, расположенных в одной группе, например, у фтора и хлора 7 электронов. У неона и аргона на внешних энергетических уровнях по 8 электронов.

Каждый период (кроме 1-го) начинается с щелочного металла и заканчивается инертным газом. По периодам слева направо число электронов увеличивается от 1 до 8, электроны внешнего энергетического уровня слабее притягиваются к ядру. У элементов главных (А) подгрупп электроны внешнего энергетического уровня являются валентными, т. е. определяют валентность элемента (табл. 3).

Рассмотренные 20 элементов являются элементами главных подгрупп, их очередные электроны помещаются на внешних *s*- и *p*-подуровнях, поэтому их называют *s*- и *p*-элементами.

К *s*-элементам относятся элементы главных подгрупп I и II группы; к *p*-элементам – элементы главных подгрупп III–VIII группы. Объединение элементов в одну группу объясняется одинаковым числом у них валентных электронов.

Ознакомившись с электронным строением атома, мы можем дать следующее определение периодов и групп в Периодической системе:

Таблица 3. Схемы строения внешних электронных слоев атомов первых двадцати химических элементов

Периоды	Г р у п п ы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	¹ ·H							² ·He
2	³ ·Li	⁴ ·Be	⁵ ·B	⁶ ·C	⁷ ·N	⁸ ·O	⁹ ·F	¹⁰ ·Ne
3	¹¹ ·Na	¹² ·Mg	¹³ ·Al	¹⁴ ·Si	¹⁵ ·P	¹⁶ ·S	¹⁷ ·Cl	¹⁸ ·Ar
4	¹⁹ ·K	²⁰ ·Ca						

Периодами называются горизонтальные ряды элементов с одинаковым числом энергетических уровней, начинающиеся со щелочного металла и заканчивающиеся инертным газом (кроме 1-го периода).

Группами называются вертикальные ряды элементов с одинаковым числом валентных электронов.



Электронная формула, электронно-графическая формула, s-, p-элементы.

А



1. Напишите электронные формулы кальция, фосфора, серы, азота.
2. Определите заряды ядер следующих атомов: хлора, бериллия, алюминия. Ответьте на следующие вопросы по этим элементам:
 - а) сколько электронов вращаются вокруг ядра?
 - б) сколько энергетических уровней?
 - в) сколько электронов на внешнем энергетическом уровне?

В



1. Напишите электронно-графические формулы бора, кремния, кислорода, фтора.
2. Рассчитайте, сколько электронов может находиться на втором энергетическом уровне.
3. Напишите валентные электронные формулы F, Mg, B.

С

1. Определите элемент, соответствующий валентным электронам $3s^23p^3$.

2. Напишите электронную формулу элементов III периода.
3. Напишите электронную формулу элемента, атомный номер которого равен 16. Определите число протонов и нейтронов в ядре и число электронов, вращающихся на внешнем энергетическом уровне.



Лабораторный опыт № 1

Изготовление моделей атомов

Цель работы: изготовить модели атомов.

Оборудование: разноцветный пластилин, шаростержневые модели атомов.

Ход работы



Рис. 4. Шаростержневые модели молекул

Атомы элементов можно смоделировать с помощью разноцветного пластилина (рис. 4, 5).

Смоделируйте атомы: *водорода, углерода, серы, иода, кислорода, железа*. Подберите цвета пластилина или готовых шариков таким образом, чтобы цвета соответствовали **простым веществам**: водород – бесцветный (можно белый); углерод – черный; сера – желтая; йод – темно-красный; кислород – бесцветный (можно голубой или синий, т.к. сжиженный кислород голубого цвета); железо – серый.



Рис. 5. Модели некоторых соединений

§3 ОБРАЗОВАНИЕ ИОНОВ



Вспомните! *Строение атома, заверченный слой, электронная конфигурация элемента*

После ознакомления с электронным строением атомов можно приступить к изучению способности элементов образовывать химические соединения.

Каждый период в системе заканчивается инертным газом. Как вы думаете, почему они так инертны? Для выяснения этого вопроса рассмо-

трим электронные структуры этих элементов. Нам известно строение атомов ${}^4_2\text{He} (1s^2)$, ${}^{20}_{10}\text{Ne} (1s^2 2s^2 2p^6)$, ${}^{40}_{20}\text{Ar} (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$. У всех этих газов внешние энергетические слои завершены, у гелия $2\bar{e}$, у остальных по 8 электронов (рис. 6).

У других элементов химическая активность определяется именно этой недостроенностью внешнего электронного слоя. Они могут завершить внешние электронные слои путем отдачи или присоединения электронов при образовании соединений (рис. 7).

Если элемент отдает электрон, он превращается в положительно заряженную частицу, а если принимает электрон — в отрицательно заряженную частицу, которые называются ионами, т. е. имеют завершённый энергетический уровень.

А это зависит от двух факторов:

- 1) от электронного строения атомов;
- 2) от радиуса атомов.

Заряды ионов пишутся арабскими цифрами сверху над символом элемента, знак заряда указывается после числового значения: например: S^{2-} , Cl^- , H^+ , Ca^{2+} .

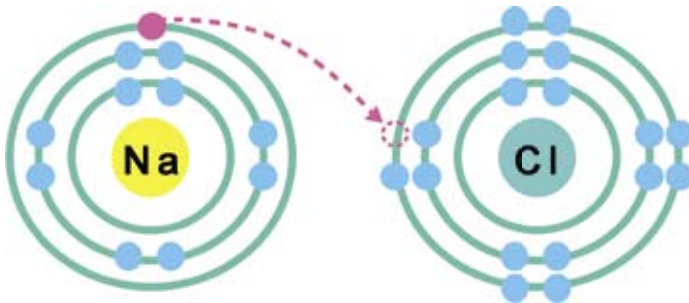


Рис. 8. Образование ионов
 $\text{Na}^\circ - \bar{e} \rightarrow \text{Na}^+ \quad \text{Cl}^\circ + \bar{e} \rightarrow \text{Cl}^-$

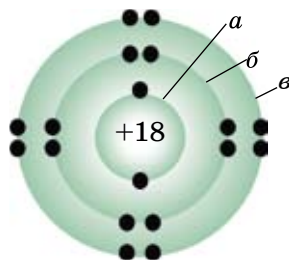


Рис. 6. Строение атома аргона:
a, б, в — электронные оболочки

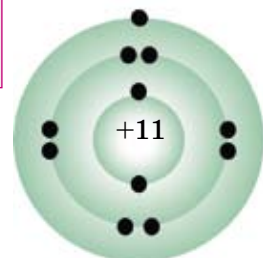


Рис. 7.
 Строение атома натрия

У элементов, расположенных в начале периодов, на внешней орбитали электронов мало (1–3). Поэтому они легко отдают эти электроны, принимая при этом электронное строение инертного газа, которым заканчивается предыдущий период. А у элементов, расположенных в конце периодов, число электронов на внешнем уровне больше, поэтому они легко принимают электроны. При этом они принимают конфигурацию инертного газа, которым заканчивается данный период. По периодам число электро-

нов на внешнем электронном уровне (валентные электроны) постепенно увеличивается. Слева направо увеличиваются заряды ядер атомов. То есть в этом направлении усиливается способность принимать электрон.

Напишем формулы валентных электронов элементов III периода. Определим число неспаренных электронов и число электронов, недостающих до завершения энергетического уровня (табл.4).

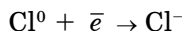
Таблица 4. Возможности завершения энергетического уровня элементов III периода

Элемент	Формула валентных электронов	Число валентных \bar{e}	Электронно-графические формулы	Сколько \bar{e} не хватает до завершения	Отдает \bar{e} принимает структуру неона (Ne)	Принимает \bar{e} , принимает структуру аргона (Ar)
${}^{23}_{11}\text{Na}$	$3s^1 3p^0$	1		7	$1 \bar{e}$, $\text{Na}^\circ - 1 \bar{e} \rightarrow \text{Na}^+$	не принимает
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	$3s^2 3p^0$	2		6	$2 \bar{e}$, $\text{Mg}^\circ - 2 \bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$	не принимает
${}^{27}_{13}\text{Al}$	$3s^2 3p^1$	3		5	$3 \bar{e}$, $\text{Al}^\circ - 3 \bar{e} \rightarrow \text{Al}^{3+}$	не принимает
${}^{28}_{14}\text{Si}$	$3s^2 3p^2$	4		4	$4 \bar{e}$, $\text{Si}^\circ - 4 \bar{e} \rightarrow \text{Si}^{4+}$	$4 \bar{e}$, $\text{Si}^\circ + 4 \bar{e} \rightarrow \text{Si}^{4-}$
${}^{31}_{15}\text{P}$	$3s^2 3p^3$	5		3	$5 \bar{e}$, $\text{P}^\circ - 5 \bar{e} \rightarrow \text{P}^{5+}$	$3 \bar{e}$, $\text{P} + 3 \bar{e} \rightarrow \text{P}^{3-}$
${}^{32}_{16}\text{S}$	$3s^2 3p^4$	6		2	$6 \bar{e}$, $\text{S}^\circ - 6 \bar{e} \rightarrow \text{S}^{6+}$	$2 \bar{e}$, $\text{S} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	$3s^2 3p^5$	7		1	$7 \bar{e}$, $\text{Cl}^\circ - 7 \bar{e} \rightarrow \text{Cl}^{7+}$	$1 \bar{e}$, $\text{Cl} + \bar{e} \rightarrow \text{Cl}^-$

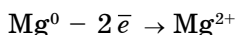
Рассмотрим, как заряжаются атомы элементов при образовании соединений с изменением их электронных структур.



Для завершения внешнего слоя атому хлора не хватает лишь одного электрона, поэтому он принимает один электрон от атома магния, превращаясь при этом в отрицательно заряженный ион.



А у атома магния на внешнем слое имеются два электрона, он отдает каждому атому хлора по одному электрону, т. е. требуется два атома хлора.



Как изменяются эти свойства по группам? Число валентных электронов одинаковое у элементов, расположенных в одной группе. А число электронных слоев, т. е. атомных радиусов в этом направлении, увеличивается. По этой причине усиливается способность отдать электрон \bar{e} внешнего уровня.

Способность элемента отдать электрон характеризует металлические, а принимать – неметаллические свойства.

Для выяснения этого вопроса рассмотрим электронное строение и значения атомных радиусов элементов IA и VIIA групп (табл. 5).

Таблица 5. Атомные радиусы атомов IA и VIIA групп

Элементы IA группы	Формулы валентных электронов	Радиусы атомов, нм	Элементы VIIA группы	Формулы валентных электронов	Радиусы атомов, нм
${}^7_3\text{Li}$	$2s^1$	0,152	${}^{19}_9\text{F}$	$2s^2 2p^5$	0,064
${}^{23}_{11}\text{Na}$	$3s^1$	0,190	${}^{35,5}_{17}\text{Cl}$	$3s^2 3p^5$	0,099
${}^{39}_{19}\text{K}$	$4s^1$	0,227	${}^{80}_{35}\text{Br}$	$4s^2 4p^5$	0,114

По периодам слева направо металлические свойства ослабевают, неметаллические свойства постепенно усиливаются;

По группам сверху вниз усиливаются металлические свойства.



Ионы, условия образования положительно и отрицательно заряженных ионов.

А



1. Как образуются ионы?
2. Чем отличаются ионы от атомов и молекул?
3. Ионы каких элементов заряжены положительно?

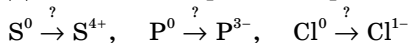
В

1. Как меняются радиусы атомов слева направо (по периоду)?
2. Как меняются металлические свойства по периодам?

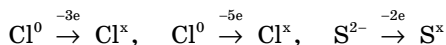
3. Сравните значения радиусов атомов элементов металлов и неметаллов, расположенных в одном периоде.

С

1. Сколько электронов, протонов и нейтронов в ионах: Na^+ , Al^{3+} , Mg^{2+} ?
 2. Допишите электронные переходы в следующих превращениях:



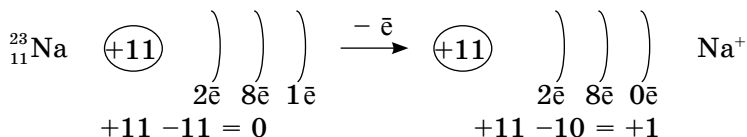
3. Определите заряды ионов, которые образуются в результате следующих превращений:



§4 СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ СОЕДИНЕНИЙ

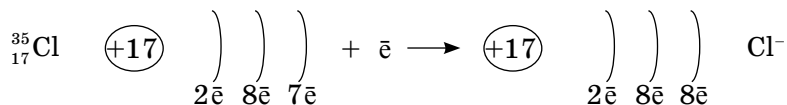
По пройденным материалам вы знаете, что атомы являются электронейтральными частицами. Потому что количество электронов, которые вращаются вокруг ядра, численно равно заряду ядра, точно так же, абсолютные значения положительно и отрицательно заряженных частиц, составляющих молекулу, будут равны. Поэтому и молекула электронейтральна.

Теперь попытаемся составить формулу обыкновенной поваренной соли. В состав этого вещества входят элементы натрия и хлор в виде ионов. А образование этих ионов вам знакомо из предыдущего параграфа. Теперь обратим внимание на числовые значения зарядов данных ионов:



При образовании иона натрия заряд ядра превышает на единицу общее количество электронов, которые вращаются вокруг ядра.

А при образовании ионов хлора, наоборот, общее количество электронов становится больше на единицу, чем заряд ядра.



При написании формул бинарных (состоящих из двух элементов) соединений мы должны придерживаться такого правила:

В молекулах бинарных соединений положительно заряженная частица пишется (в основном) на первом месте, отрицательная – на втором.

В соединениях, состоящих из элементов металла и неметалла, частицы атомов металла всегда положительно заряжены, а неметаллы – отрицательно.

Тогда формула поваренной соли выглядит так: NaCl (хлорид натрия).

В название бинарных соединений к международному или сокращенному названию элемента добавляется окончание *ид*, Na₂S – сульфид натрия, SiO₂ – оксид кремния (IV), Si₃N₄ – нитрид кремния (IV).

Далее рассмотрим составление формулы хлорида магния:



Используя правило «нулевой суммы», составим такое уравнение:
 $+2 + (-1)x = 0 \Rightarrow x = 2$, следовательно, формула вещества: MgCl₂.

I. Рассмотрим примеры составления формул и определения зарядов элементов соединений по этому способу.

Пример 1. Составьте формулу оксида трехвалентного элемента.

1. Напишем схему формулы оксида трехвалентного элемента –



2. Укажем заряды элементов в этом соединении: $\overset{+3}{\text{Э}} \overset{-2}{\text{O}}_y$.

3. Находим значение наименьшего кратного абсолютных значений зарядов атомов элементов ($3 \cdot 2 = 6$).

4. Разделив значение наименьшего кратного на абсолютное значение зарядов элементов, запишем их как индексы при них:

$$6 : 3 = 2, \quad 6 : 2 = 3; \quad x = 2, y = 3;$$

тогда формула оксида Э₂O₃.

Алгебраическая сумма зарядов элементов в соединении равна нулю.

$$+3 \cdot 2 = +6; \quad -2 \cdot 3 = -6; \quad +6 + (-6) = 0$$

II. Если дана формула вещества, можно определить заряды элементов в соединении.

Пример 2. Определите заряд фосфора (V) в его оксиде.

1. $\overset{x}{\text{P}}_2 \overset{-2}{\text{O}}_5$ Запишем над символом фосфора x , над кислородом -2 .

2. В соответствии с вышеуказанным правилом, составляем уравнение с одним неизвестным:

$$2x + 5 \cdot (-2) = 0; \quad 2x = +10; \quad x = +5$$

P₂O₅, заряд фосфора в его оксиде $+5$.



Метод «нулевой суммы»

А



1. Как меняются неметаллические свойства элементов с начала к концу периода?
2. Как меняются значения радиусов атомов и металлические свойства сверху вниз по группам?
3. На чем основан метод составления формул «нулевой суммы»?

В

1. Укажите заряды в соединениях: KCl , MgO , NaCl , MgCl_2 .
2. Составьте формулу соединения, если заряд алюминия $+3$, углерода -4 .
3. Объясните образование молекулы иодида калия путем отдачи и приема электронов атомами элементов.

С

1. Напишите формулы кислородных соединений данных элементов: Ca , C , S , N , P , Cl , если заряд кислорода в них -2 .
2. Определите заряды атомов элементов в соединениях: MgCl_2 , BaI_2 , Na_2S , ZnO , Cu_2O , CuO , CaCl_2 , если заряды хлора, иода -1 ; серы, кислорода -2 .
3. Определите заряд фосфора в фосфорной $\left(\overset{+1}{\text{H}}_3 \overset{x}{\text{P}} \overset{-2}{\text{O}}_4 \right)$, серы в сернистой $\left(\overset{+1}{\text{H}}_2 \overset{x}{\text{S}} \overset{-2}{\text{O}}_3 \right)$ кислотах, используя метод «нулевой суммы».

Словарь к главе I

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	энергетический уровень	энергетикалық деңгей	energy level
2.	орбиталь	орбиталь	orbital
3.	квантовая ячейка	кванттық ұяшық	quantum cell
4.	завершенный уровень	аяқталған қабат	completed level
5.	формы электронных облаков	электрондық бұлттар пішіні	forms of electron clouds
6.	валентные электроны	валенттілік электрондар	valence electrons
7.	отдача электронов	электрондарды беру	give away electrons
8.	присоединение электронов	электрондарды қосу	electron attachment
9.	ионы	иондар	ions
10.	метод «нулевой суммы»	«нөлдік қосынды» әдісі	zero-sum method

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Электроны заселяют пространство вокруг ядра поэтапно, образуя энергетические уровни.

2. Область пространства, в которой вероятность нахождения электронов максимальна, называется электронным облаком, или орбиталью. Формы *s*-облаков – сферическая, а *p*-облаков – гантелеобразная.

3. Изображение электронов в атоме с помощью электронных облаков и распределение по уровням и подуровням называется электронно-графической формулой.

4. Если элемент отдает электрон, он превращается в положительно заряженную частицу, а если принимает электрон – в отрицательно заряженную частицу. Эти заряженные частицы называются ионами.

5. Алгебраическая сумма зарядов элементов в соединении равна нулю.

Глава II.

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ И УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

§5

РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

По химическим формулам веществ можно производить различные расчеты:

1. Определение численного соотношения атомов.

Для молекулы SO_3 численное соотношение атомов составляет 1 : 3, а для H_3PO_4 – 3 : 1 : 4.

2. Определение относительной молекулярной массы вещества.

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O});$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

3. Расчет массы одной молекулы вещества.

Для молекулы SO_3 :

$$m_M(\text{SO}_3) = M_r(\text{SO}_3) \cdot 1,66 \cdot 10^{-27};$$

$$m_M(\text{SO}_3) = 80 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} = 1,33 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

4. Определение массовых отношений химических элементов в сложном веществе.

Для молекулы SO_2 вначале записываем значения атомных масс:

$$A_r(\text{O}) = 16; A_r(\text{S}) = 32$$

$$m(\text{S}) : m(\text{O}) = 32 : (16 \cdot 2) = 1 : 1.$$

5. Расчет массы элемента по известной массе вещества и обратная задача.

а) Сколько граммов меди содержится в 320 г оксида меди (II)?

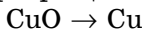
① Дано:

$$m(\text{CuO}) = 320 \text{ г}$$

Найти: $m(\text{Cu})$ – ?

Решение:

② Схема превращения:



③ M_r 80 64

$m, \text{ г}$ 80 64

В 80 г CuO содержится 64 г Cu.

В 320 г CuO содержится x г Cu.

Составим соотношение.

④ Расчет массы меди:

$$80 \text{ г CuO} : 64 \text{ г Cu} = 320 \text{ г CuO} : x \text{ г Cu}$$

$$x = 256 \text{ г Cu}$$

⑤ Ответ: 256 г.

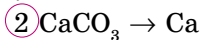
б) В какой массе карбоната кальция (CaCO_3) содержится 80 г кальция?

① Дано:

$$m(\text{Ca}) = 80 \text{ г}$$

Найти: $m(\text{CaCO}_3) - ?$

Решение:



③
$$\begin{array}{ccc} M_r & 100 & 40 \\ m, \text{ г} & 100 & 40 \end{array}$$

В 100 г CaCO_3 содержится 40 г Ca.

В x г CaCO_3 содержится 80 г Ca.

④ Расчет массы карбоната кальция:

$$100 \text{ г CaCO}_3 : 40 \text{ г} = x \text{ г CaCO}_3 : 80 \text{ г Ca}$$

$$x = 200 \text{ г CaCO}_3$$

⑤ Ответ: 200 г.

6. Расчет массовой доли химического элемента в сложном веществе.

По формуле вещества можно рассчитать массовую долю каждого химического элемента, который входит в состав вещества.

Массовая доля (ω) химического элемента в данном веществе равна отношению относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:

$$\omega(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э}) \cdot n}{M_r}, \text{ где}$$

$\omega(\text{Э})$ – массовая доля элемента;

$A_r(\text{Э})$ – относительная атомная масса элемента;

n – число атомов элемента (Э) в молекуле вещества;

M_r – относительно молекулярная масса вещества.

Массовые доли обычно выражаются в процентах:

$$\omega(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э}) \cdot n}{M_r} \cdot 100 \, \%.$$

Пример: Рассчитать массовые доли водорода и кислорода в воде H_2O .

① Дано:



Найти: $\omega(\text{H}) - ?$

$\omega(\text{O}) - ?$

Решение:

② Записываем общую формулу:

$$\omega(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э}) \cdot n}{M_r} \cdot 100 \, \%$$

③ Рассчитываем относительную молекулярную массу воды:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 + 16 = 18$$

④ Рассчитываем массовые доли водорода (H) и кислорода (O):

$$\omega(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot 2}{M_r(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100 = \frac{1 \cdot 2}{18} \cdot 100\% = 11,1\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100 = \frac{16}{18} \cdot 100\% = 88,9\% \quad \text{или}$$

$$\omega(\text{O}) = 100\% - 11,1\% = 88,9\%$$

⑤ Ответ: $\omega(\text{H}) = 11,1\%$, $\omega(\text{O}) = 88,9\%$

Если вещество состоит из трех элементов, для определения массовой доли третьего элемента можно определить массовые доли двух элементов, затем их сумму отнять от 100%.

6. Составление формул по соотношению масс и массовых долей элементов в молекуле.

а) Выведите формулу вещества, если соотношение масс элементов $m(\text{S}) : m(\text{O}) = 2 : 3$.

① Дано: $m(\text{S}) : m(\text{O}) = 2 : 3$	Решение:
Найти: $\text{S}_x\text{O}_y - ?$	② Ввод неизвестных: S_xO_y x – число атомов S y – число атомов O

③ Относительные атомные массы элементов:

$$A_r(\text{S}) = 32$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

④ Расчет числа атомов элементов:

$$x(\text{S}) = 2 : 32 = 0,0625$$

$$y(\text{O}) = 3 : 16 = 0,1875$$

⑤ $x : y = 0,0625 : 0,1875$

⑥ Определение соотношения чисел атомов элементов.

Поскольку в молекулах не может быть дробных чисел атомов, то делением на наименьшее значение или умножением на какое-то число превращаем дробные числа в целое число:

$$x : y = \frac{0,0625}{0,0625} : \frac{0,1875}{0,0625} = 1 : 3$$

⑦ Значит, формула вещества – SO_3 .

⑧ Ответ: SO_3 .

б) Составьте формулу вещества, если массовые доли элементов в соединении таковы:

$$\omega(\text{Mg}) = 0,414. \quad \omega(\text{O}) = 0,552. \quad \omega(\text{H}) = 0,034.$$

1 Дано:
 $\omega(\text{Mg}) = 0,414$
 $\omega(\text{O}) = 0,552$
 $\omega(\text{H}) = 0,034$

Найти: $\text{Mg}_x\text{O}_y\text{H}_z - ?$

Решение:

2 Относительные атомные массы элементов:
 $A_r(\text{Mg}) = 24$; $A_r(\text{O}) = 16$;
 $A_r(\text{H}) = 1$.

Значения числа атомов элементов в соединении соответствуют отношениям масс к их относительным атомным массам.

3 Определение чисел атомов элементов:

$$x : y : z = \frac{0,414}{24} : \frac{0,552}{16} : \frac{0,0340}{1} =$$

$$0,0173 : 0,0345 : 0,0340 = \frac{0,0173}{0,0340} : \frac{0,0345}{0,0340} : \frac{0,0340}{0,0340} =$$

$$= (0,5 : 1 : 1) \cdot 2 = 1 : 2 : 2 \Rightarrow \text{MgO}_2\text{H}_2 - \text{Mg}(\text{OH})_2$$

4 Ответ: $\text{Mg}(\text{OH})_2$.



Массовая доля элементов в веществе, массовые соотношения атомов, соотношения чисел атомов.

А



1. Определить массовые соотношения атомов элементов в сульфате меди (II) (CuSO_4).

Ответ: $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 2 : 1 : 2$

2. Составьте формулы кислородных соединений фосфора, если известно, что соотношения чисел атомов в них 2 : 3 и 2 : 5.

3. Составьте формулы кислородных соединений углерода, зная, что соотношения чисел атомов в них 1 : 2 и 1 : 1.

4. Соотношения чисел атомов элементов следующие:

$(\text{C}) : (\text{H}) = 1 : 4$; $(\text{C}) : (\text{H}) = 3 : 8$; $(\text{H}) : (\text{S}) = 2 : 1$;

Составьте формулы водородных соединений.

В

1. Рассчитайте массовые доли атомов элементов в оксиде меди (II) CuO .

2. Рассчитайте массовые доли элементов соединения ZnSO_4 – сульфата цинка.

Ответ: $\omega(\text{Zn}) = 0,404$; $\omega(\text{S}) = 0,199$;
 $\omega(\text{O}) = 0,397$.

3. Составьте формулу нитрата серебра (I) по массовым долям элементов:

$\omega(\text{Ag}) = 63,53\%$; $\omega(\text{N}) = 8,23\%$; $\omega(\text{O}) = 28,24\%$

4. Какова формула вещества, если массовые соотношения элементов таковы:

$m(\text{H}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 1 : 16 : 24$?

С

1. Расположите формулы соединений по возрастанию массовой доли фосфора. Выберите правильный ответ.

- А. P_2O_5 1. $D < B < E < C < A$
 В. H_3PO_3 2. $C < A < B < D < E$
 С. P_2O_3 3. $C < D < A < B < E$
 Д. H_3PO_4 4. $B < D < C < A < E$
 Е. $Ca_3(PO_4)_2$ 5. $E < D < B < A < C$
2. В каком оксиде серы: SO_2 или SO_3 содержание серы больше?

Словарь по теме
«Расчеты по химическим формулам»

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	массовая доля элемента	элементтің массалық үлесі	elements mass fraction
2.	соотношение масс элементов	элементтердің массаларының қатынасы	mass ratio of elements
3.	соотношение массовых долей элементов	элементтердің массалық үлестерінің қатынасы	elements mass fraction ratio
4.	число атомов элементов	элемент атомдарының саны	the number of atoms in an element

§6 СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

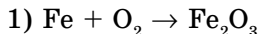


Химические формулы, индексы, химические реакции

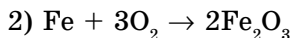
Используя различные слова, мы составляем предложения. Используя формулы веществ, составляем уравнения реакций. **Химическое уравнение – условная запись химической реакции с помощью химических формул и знаков.** По уравнениям реакций можно определить, в каких количественных отношениях реагируют вещества и сколько продуктов при этом образуется. Вещества, вступающие в реакцию, называются *реагентами*. Образующиеся при этом вещества называются *продуктами*.

Алгоритм составления уравнений реакций

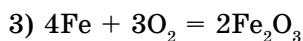
1. Записываем схему уравнения реакции: формулы вступающих в реакцию веществ – слева, а образовавшихся – справа.
2. Уравнения реакций отличаются от схем этих же реакций. Например, горение железа в кислороде записывается в виде схемы:



3. В уравнениях реакций число атомов реагирующих веществ должно быть равно числу атомов продуктов реакций. Поэтому в схемах реакций перед формулами веществ ставятся *коэффициенты*. Подбираем коэффициенты, чтобы число атомов каждого элемента в левой и правой частях равенства было одинаковым. Коэффициент 1 не ставится. Вначале уравниваем число атомов кислорода. Для этого находим наименьшее кратное число для атомов кислорода до и после реакции: $2 \cdot 3 = 6$. Делением этого числа на число атомов кислорода находим коэффициенты в левой части – $6 : 2 = 3$; затем в правой части – $6 : 3 = 2$.



4. Теперь уравниваем число атомов железа и, наконец, заменяем стрелку на знак равенства:



Коэффициенты перед формулами веществ в химических уравнениях называются стехиометрическими коэффициентами.

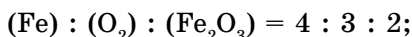
В полученном уравнении число атомов каждого элемента в левой части равно числу тех же атомов в правой части. Уравнение читается так: 4 атома железа плюс 3 молекулы кислорода равны 2 молекулам оксида железа (III).

При записи химического уравнения подбираются только коэффициенты, а индексы в формулах менять нельзя, так как нельзя произвольно менять состав вещества.

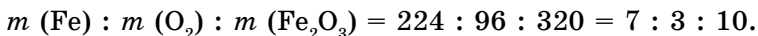
По уравнениям реакций можно получить следующие сведения:

1) качественный состав реагирующих и образовавшихся веществ (Fe , O_2 , Fe_2O_3);

2) соотношения коэффициентов перед формулами:



3) соотношения масс веществ:

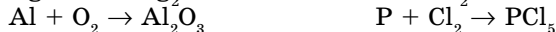


Уравнения реакции, реагенты, продукты, коэффициенты

А



1. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций:

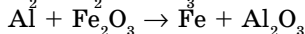
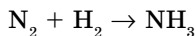
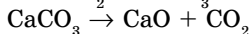
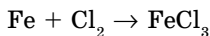


2. Назовите вещества: CaO , CuS , FeCl_3 , Al_2O_3 , SO_2 , SO_3 , FeO , Fe_2O_3 .

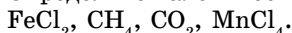
В

1. Расставьте коэффициенты в схемах уравнений реакций:



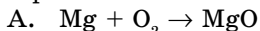


2. Определите валентности элементов в следующих соединениях:

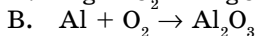


С

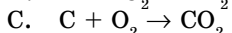
1. Уравняйте схемы реакций, определите суммы коэффициентов в уравнениях и расположите их по возрастанию. Выберите правильный ответ.



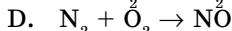
1. $\text{B} < \text{A} < \text{D} < \text{E} < \text{C}$



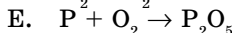
2. $\text{D} < \text{A} < \text{C} < \text{E} < \text{B}$



3. $\text{C} < \text{D} < \text{A} < \text{B} < \text{E}$



4. $\text{E} < \text{D} < \text{C} < \text{B} < \text{A}$



5. $\text{A} < \text{B} < \text{C} < \text{D} < \text{E}$

2. Рассчитайте массовые доли алюминия в следующих соединениях: AlCl_3 , AlBr_3 , AlI_3 .

3. Составьте формулы оксидов железа по следующим соотношениям масс элементов: а) 7:2; б) 7:3. Определите валентности железа в соединениях.

§7

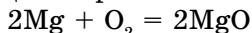
ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ

При химических реакциях происходит распад молекул реагирующих веществ, осуществляется перегруппировка атомов и групп атомов, образуются молекулы продуктов реакции. В результате реакций число атомов не изменяется, поэтому не должны изменяться и массы этих атомов.



А. Лавуазье
(1743–1794)

Рассмотрим реакцию горения магния:



M_r	24	32	40
$m, \text{ г}$	48	32	80

$$m(\text{Mg}) + m(\text{O}_2) = m(\text{MgO})$$

$$48 + 32 = 80$$

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



М. В. Ломоносов
(1711–1765)

В этом и состоит закон сохранения массы. Закон был открыт опытным путем в 1748 г. русским ученым **М. В. Ломоносовым**. Позднее, в 1789 г., французский ученый **А. Лавуазье** пришел к такому же выводу независимо от М. В. Ломоносова. Закон сохранения массы веществ имеет огромное значение для естественных наук.

Значение закона сохранения массы веществ

1. Открытие закона способствовало дальнейшему развитию химии.

2. Все расчетные задачи в химии решаются на его основе. Все химические уравнения составляются на основании этого закона.

3. Этот закон является одним из проявлений общего закона природы: вещество не исчезает бесследно и не образуется из ничего.



Закон сохранения массы веществ.



Демонстрация №1

Опыт, доказывающий закон сохранения массы веществ

Цель: Знать закон сохранения массы веществ и доказать это опытным путем.

Реактивы	Химическая посуда, оборудование
Соляная кислота, карбонат кальция 1 г.	Колба коническая (200 мл), весы, надувной шарик, шпатель, скотч.

Проведите реакцию карбоната кальция с соляной кислотой. Для этого предварительно взвесьте колбу с кислотой, а также шарик на весах (рис. 9). Насыпьте 1 г карбоната кальция в шарик. Затем наденьте его на колбу. Закрепите скотчем. Поднимите надувной шарик, чтобы весь карбонат высыпался в колбу. После проведения реакции взвесьте. Сделайте выводы.



Рис. 9. Весы

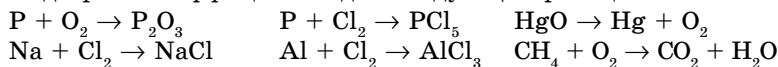
Вопросы и задания:

1. Есть ли разница в массе до и после реакции?
2. Как читается закон сохранения массы веществ?

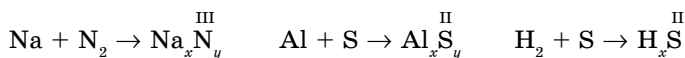
А



1. Подберите коэффициенты для следующих реакций:

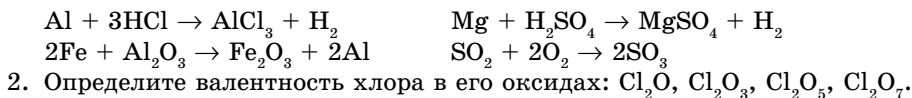


2. Определите индексы в формулах и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



В

1. Проверьте правильность следующих уравнений. Исправьте, где нужно, коэффициенты:



С

1. Определите массовые доли меди в оксидах: Cu_2O , CuO . Какие значения валентности проявляет медь в соединениях?
2. Расставьте коэффициенты в схемах уравнений. Правильность их расстановки подтвердите расчетами:
 $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$

§8

СООТНОШЕНИЕ МАСС РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ. ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

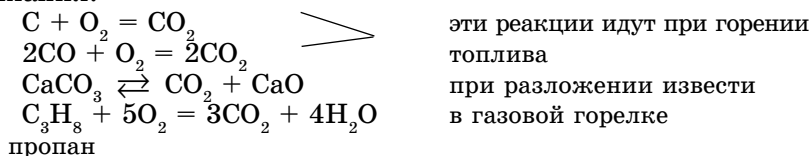


Ж. Л. Пруст
(1754–1826)

Состав вещества можно выразить числом атомов или массовым отношением атомов в молекуле. Например, для молекулы CO_2 отношение числа молей атомов $\nu(\text{C}) : \nu(\text{O}) = 1 : 2$, а массовые отношения элементов $m(\text{C}) : m(\text{O}) = 12 : 32 = 3 : 8$. Или можно взять отношения массовых долей элементов:

$$\begin{aligned} \omega(\text{C}) : \omega(\text{O}) &= \frac{12}{44} : \frac{32}{44} = 0,273 : 0,727 = \\ &= 27,3\% : 72,7\% = 3 : 8. \end{aligned}$$

Углекислый газ выделяется при горении топлива, при разложении некоторых сложных веществ или в результате дыхания.



Как вы видите, в молекуле CO_2 , независимо от способа образования, отношения масс, массовых долей (m , ω) остаются неизменными. На основании этого можно сделать вывод о постоянстве состава образующегося вещества. К этому важному выводу первым пришел французский ученый Ж. Л. Пруст в результате многочисленных исследований на протяжении ряда лет (1799–1806). Им был открыт закон постоянства состава веществ:

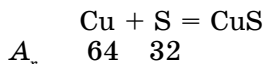
Состав химически чистого, имеющего молекулярное строение вещества, независимо от способа получения, остается постоянным. Химически чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав.

В настоящее время известны вещества с переменным составом, с ними вы познакомитесь позднее.

В формулах веществ молекулярного строения индекс указывает на количество химического элемента в молекуле вещества.

На основе закона постоянства состава вещества можно производить различные расчеты. Рассмотрим следующий пример:

При взаимодействии меди с серой образуется 1 моль сульфида меди (II):



$$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 64 : 32 = 2 : 1$$

Значит, из 2 г Cu и 1 г S образуется сульфид меди (II).

Проведем два опыта.

1. Возьмем смесь, состоящую из 5 г меди и 2 г серы. После нагревания получим смесь сульфида меди с медью, так как 1 г меди находится в избытке. В смеси содержится 6 г CuS и 1 г Cu.

2. Теперь возьмем по 4 г меди и серы. В этом случае после нагревания образуется смесь сульфида меди и серы, так как 2 г серы остаются неизрасходованными и образуется 6 г сульфида меди.

Проверим результаты опытов математическим путем.

Для первого опыта:

① Дано:

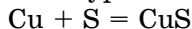
$$m(\text{Cu}) = 5 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 2 \text{ г}$$

Найти: Какое
вещество и в каком
количестве (г) остается?
 $m(\text{CuS}) = ?$

Решение:

② Составление уравнений реакций:



$$\textcircled{3} A_r \quad 64 \quad 32$$

Для образования сульфида меди по уравнению
 $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 2 : 1$, тогда

④ Расчет массы меди:

$$2 \text{ г Cu} : 1 \text{ г S} = x \text{ г Cu} : 2 \text{ г S}$$

$$x = 4 \text{ г Cu}$$

⑤ Расчет массы меди, которая остается в избытке.

По условию задачи было взято 5 г меди, следовательно, масса оставшейся меди: 5 г Cu, $5 - 4 = 1$ г Cu в избытке.

⑥ Расчет массы сульфида меди:

$$m(\text{Cu}) + m(\text{S}) = 4 + 2 = 6 \text{ г.}$$

⑦ Ответ: 1 г Cu в избытке, 6 г CuS.

Для второго опыта:

① Дано:

$$m(\text{Cu}) = 4 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 4 \text{ г}$$

Найти: Какое
вещество и какой
массы остается в избытке?
 $m(\text{CuS}) = ?$

Решение:



$$A_r \quad 64 \quad 32$$

③ $2 \text{ г Cu} : 1 \text{ г S} = 4 \text{ г Cu} : x \text{ г S}$,
отсюда $x = 2 \text{ г S}$

- ④ Расчет массы серы, которая остается в избытке:

По условию задачи было взято 4 г серы, значит, масса оставшейся серы:

$$4 - 2 = 2 \text{ г S в избытке.}$$

- ⑤ Расчет массы сульфида меди:

По закону сохранения массы веществ 4 г Cu взаимодействует с 2 г S с образованием 6 г CuS.

- ⑥ *Ответ:* 2 г S в избытке, 6 г CuS.



Соотношение масс реагирующих веществ, закон постоянства состава.

А



1. Найдите массовые отношения атомов в следующих соединениях: MgO, SO₂, SO₃, FeO, Fe₂O₃, Al₂O₃.
2. Найдите отношения массовых долей элементов в данных соединениях: FeO, Fe₂O₃; P₂O₃, P₂O₅; PCl₃, PCl₅.

В

1. Составьте уравнение реакции взаимодействия магния с кислородом. Определите массовые отношения этих элементов.
2. Напишите уравнение реакции образования воды из водорода и кислорода. Определите массовые отношения этих веществ.
3. Сколько граммов магния и кислорода требуется для получения 10 г оксида магния?

Ответ: 6 г Mg, 4 г O₂.

С

1. Какое вещество остается в избытке при нагревании смеси, состоящей из 6 г магния и 10 г серы?

Ответ: $m(\text{S}) = 2 \text{ г.}$

2. При нагревании смеси, состоящей из железа и серы, получают смесь:
а) 11 г FeS и 2 г Fe;
б) 11 г FeS и 6 г S.

Рассчитайте соотношения железа и серы в исходных смесях $m(\text{Fe}) : m(\text{S})$.

Ответ: а) $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 9 : 4$; б) $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 10$



Лабораторный опыт № 2

Соотношение масс реагирующих веществ

I вариант.

Цель: определить опытным путем соотношение масс реагирующих веществ, доказать правильность закона постоянства состава и закона сохранения масс.

Реактивы	Оборудование, посуда
1) раствор сульфата меди (0,5 моль/л). 2) раствор гидроксида натрия (0,5 моль/л).	1) бюретки (2) 2) 7 пробирок (для одной группы) 3) линейка 4) штативы

Ход работы

1. Налейте во все пробирки, закрепленные в штативах, по 5 мл раствора гидроксида натрия.
2. С помощью бюретки налейте определенные объемы раствора сульфата меди в таком порядке: 1 мл, 1,5 мл, 2 мл, 2,5 мл, 3 мл, 3,5 мл, 4 мл.
3. Через некоторое время в некоторых пробирках образуется осадок, и надо дать ему отстояться.
4. Заполните таблицу. Высота осадка будет измеряться линейкой.

№	V р-ра NaOH (мл)	V р-ра CuSO ₄ (мл)	h мм
1	5	1	
2	5	1,5	
3	5	2	
4	5	2,5	
5	5	3,0	
6	5	3,5	
7	5	4,0	

Вопросы и задания:

1. Напишите уравнение реакции.
2. Какое объемное отношение растворов достаточно для образования осадка?
3. Определите массовые отношения исходных веществ.
4. Сделайте выводы: выполняется ли закон постоянства состава и закон сохранения масс.

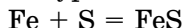
II вариант.

Цель: определять опытным путем соотношение масс реагирующих веществ.

Реактивы	Оборудование, посуда
Железные опилки, сера кристаллическая	Ложечка или шпатель, технические весы, часовое стекло, спиртовка, спички, штатив с кольцом, фарфоровая чашка, стеклянная палочка, тигель

Ход работы

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия железа с серой:



A_r 56 32

m , г 56 32

2. Определить соотношение масс реагирующих веществ:

$$m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 56 : 32 = 7 : 4$$

3. Для удобства и экономии реагентов можно брать исходные вещества в соотношении 3,5 : 2, т. е. на технических весах взвесить 3,5 г железа и 2 г серы.

4. Закрепить тигель на кольце штатива, нагреть, перемешивая стеклянной палочкой взвешенные железо и серу до образования однородной темной массы сульфида железа (II) (рис. 10).

Вопросы и задания:

1. Назовите физические свойства железа и серы.
2. Классифицируйте исходные вещества и продукт реакции на простые и сложные.
3. Отличаются ли исходные вещества и продукт реакции по физическим свойствам?
4. Какова масса полученного продукта?
5. Могут ли оставаться примеси железа или серы вместе с продуктом реакции? Как можно определить, есть ли эти примеси?
6. Правильность какого химического закона доказана с помощью этого опыта?

§9 | ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

По числу и составу реагентов, вступивших в реакцию, и продуктов реакций различают четыре типа химических реакций.

1. **Реакции соединения** – это реакции, в результате которых из нескольких простых или сложных веществ образуется одно сложное вещество (рис. 10).

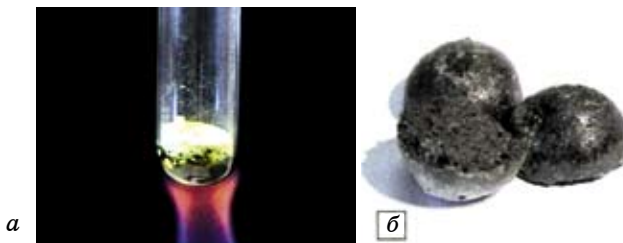
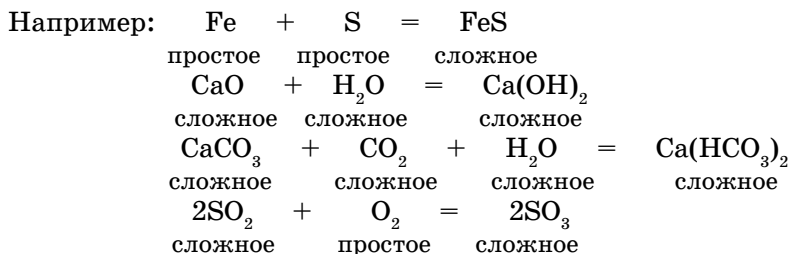
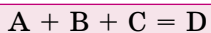
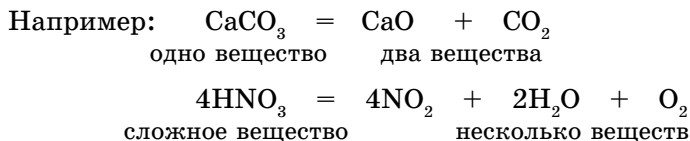
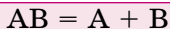


Рис. 10. Взаимодействие железа и серы: *а* – происходит химическая реакция; *б* – сульфид железа.



2. Реакции разложения – это реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуются два и более веществ – простых или сложных.



3. Реакции замещения – это реакции между простым и сложным веществами, в которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном соединении. В результате образуются новые простое и сложное вещества (рис. 11а).

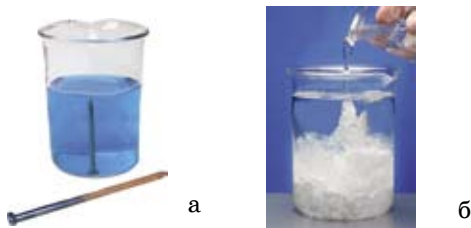
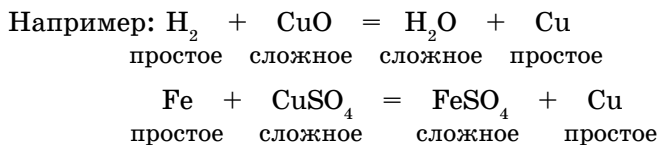
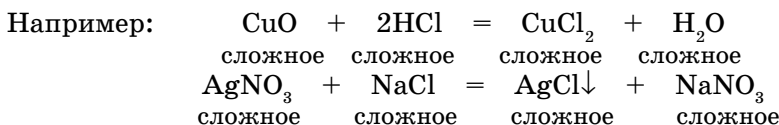
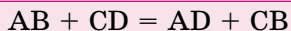


Рис. 11. Металлическая медь покрывает железный гвоздь (а);
Образование осадка хлорида серебра AgCl (б)

4. Реакции обмена – это реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями и образуются два новых сложных вещества (рис. 116).



С классификацией химических реакций по другим признакам вы познакомитесь позднее.



Типы химических реакций

А



1. Сформулируйте закон сохранения масс.
2. Какие типы химических реакций вам известны? Дайте определение каждому типу реакций.

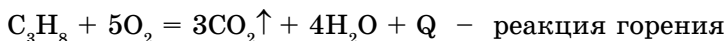
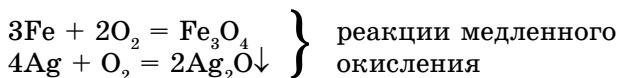
В

1. Определите тип реакций, для которых приведены схемы:
 $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$ $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$
 $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2\uparrow$ $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 Расставьте коэффициенты в уравнениях.
2. Определите сумму коэффициентов в уравнении реакции:
 $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Fe(OH)}_3$
 А. 5
 В. 8
 С. 9
 D. 4
 E. 6

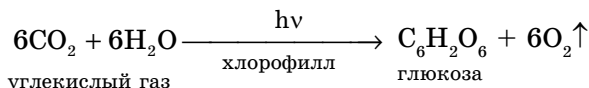
С

1. Закончите уравнения химических реакций и определите их тип. Расставьте коэффициенты. Вместо знака “?” вставьте формулы соответствующих веществ:
 $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{HCl} \rightarrow ? + ?$ $\text{NH}_3 \rightarrow ? + ?$ $\text{CuCO}_3 \rightarrow ? + ?$
 $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow ?$ $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$
2. Закончите уравнения химических реакций и расставьте коэффициенты, определите тип каждой из них:
 $\text{AgNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 + ?$ $\text{K}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{KCl} + ?$
 $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeCl}_3$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + ?$
 $\text{FeCl}_2 + ? \rightarrow \text{FeCl}_3$ $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow ? + ?$
3. Вместо вопросительного знака в схемах химических уравнений вставьте формулы соответствующих веществ. Расставьте коэффициенты и определите тип каждой реакции:
 $? + ? \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2$ $? + ? \rightarrow \text{CO}_2$ $? + ? \rightarrow \text{HgO}$
 $? + ? \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $? \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Вам известно, что в результате химических явлений одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных веществ по составу. Это вы можете наблюдать в окружающей среде каждодневно. Например: ржавление железного гвоздя, потускнение серебряных украшений и предметов кухонной утвари, позеленение тазика из латуни, горение дров и газа на плите. Что общего между ними? Все эти процессы происходят под действием кислорода воздуха, т. е. идет окисление.



Химия в природе. В природе непрерывно идут реакции образования органических веществ из простых неорганических соединений, т. е. идут реакции синтеза (рис. 12):



Такой процесс идет в зеленых растениях и водорослях. Хлорофилл находится в хлоропластах зеленых листьев, поэтому они окрашены в зеленый цвет.

Во время грозы в летний период воздух становится свежее и чище в результате следующих реакций:



При разложении кислорода получаем атомарный кислород. Атомарный кислород, соединяясь с молекулой кислорода, образует озон.

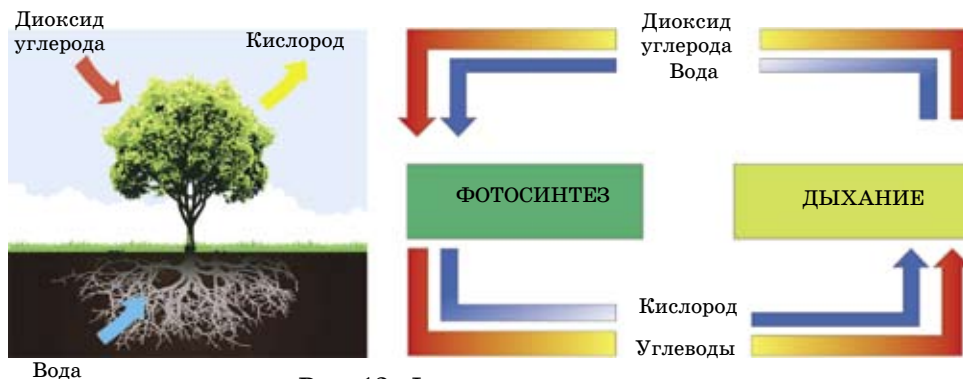


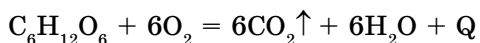
Рис. 12. Фотосинтез и дыхание

Озон – это газ синего цвета с характерным запахом свежести. Накапливается в верхних слоях атмосферы и образует озоновый слой, который выполняет роль щита нашей планеты. Озон защищает Землю от солнечной радиации из космоса и не допускает остывание Земли, поглощая инфракрасное излучение.

Гниение также относится к реакциям окисления. В отличие от горения, гниение – это медленно протекающие процессы. В результате гниения сложные азотсодержащие вещества взаимодействуют с кислородом при участии микроорганизмов. Для того чтобы шел процесс гниения, кроме микроорганизмов, необходимо наличие влаги. Это уникальный, сложный многоступенчатый процесс, позволяющий перерабатывать белки погибших животных и растений в соединения, пригодные к усвоению растениями.

На реакциях, лежащих в основе брожения сахаристых веществ, основаны многие производства, например, хлебобулочных изделий и напитков.

В результате реакции окисления глюкозы образуется углекислый газ, вода и большое количество тепла:



Это является источником энергии, необходимой для физической и умственной деятельности в повседневной жизни человека.

Использование пищевой соды способствует поднятию теста, так как при взаимодействии с органическими кислотами выделяется углекислый газ.

Выделяющийся углекислый газ (CO_2) разрыхляет тесто, поэтому булочки получаются мягкими и пышными.

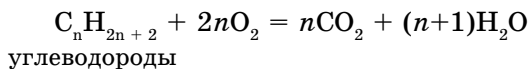
Химия в живых организмах. С точки зрения химика, дыхание – также процесс окисления органических веществ: углеводов, жиров, белков.

Часть энергии, выделенной в результате этой реакции, организм использует для совершения умственной, физической работы.

А вторая часть запасается в организме для того, чтобы можно было использовать ее при синтезе характерных для данного организма белков, углеводов и жиров. Таким образом, энергия, необходимая для жизнедеятельности, получается из питательных веществ, поступающих в организм из окружающей среды.

Антацидные вещества – лекарственные средства для лечения желудочно-кишечных заболеваний. Они нейтрализуют соляную кислоту, которая входит в состав желудочного сока.

Химия в быту. Работа двигателей внутреннего сгорания основана на реакции горения углеводородов (топлива).



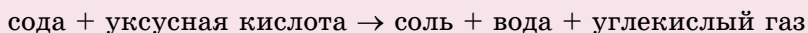
Вы, наверное, заметили, что на стенках чайника через некоторое время образуется накипь. При этом идет реакция разложения солей магния и кальция, обуславливающих временную жесткость воды. В результате этих реакций образуются нерастворимые соли кальция и магния.

Из-за накипи выходят из строя нагревательные элементы в стиральных и посудомоечных машинах, утюгах, а также промышленные котлы.

Для очистки чайника от накипи достаточно прокипятить воду, в которую добавлена уксусная кислота.

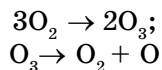
Для этой цели можно использовать и лимонную кислоту.

«Гашение» соды уксусом – часто наблюдаемая на кухне реакция:



Хозяйственное мыло не мылится в жесткой воде, т. к. идет реакция обмена с солями кальция и магния и образуется нерастворимая соль, которая «всплывает». Это объясняется тем, что натриевые соли органических кислот растворимые, а кальциевые, магниевые соли – нерастворимые в воде.

Санатории для больных туберкулезом обычно расположены в сосновых борах. Почему? Потому что в хвойных растениях содержится соединение, которое при окислении озоном (после грозы) выделяет атомарный кислород, который обладает дезинфицирующим и отбеливающим свойствами.



Еще одно интересное природное явление – образование в пещерах сталактитов и сталагмитов – это осадок карбоната кальция CaCO_3 . *Сталактиты* растут сверху вниз как сосульки, а *сталагмиты* – снизу вверх (рис. 13).



Рис. 13. Сталактиты и сталагмиты в каменной пещере

Химия дает человечеству огромные возможности и силы, но только она требует грамотного и ответственного отношения к ней. За день в мире происходят тысячи различных (опасных для человечества, в то же время интересных) химических реакций. Не зря говорится в изречении М. В. Ломоносова: «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие».

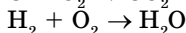
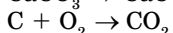
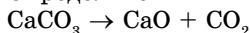
А



1. Назовите известные вам химические реакции, идущие в природе, быту и в живых организмах.
2. Назовите условия и признаки протекания реакций в природе.

В

1. При «гашении» негашеной извести (CaO) водой образуется гашеная известь (Ca(OH)_2). Напишите уравнение реакции. Определите тип реакции.
2. Определите типы химических реакций:



С

1. Как изменится под воздействием «кислых» дождей масса мраморной скульптуры? Какой газ выделится? Напишите уравнение реакции, определите тип реакции.
2. Образование кислотных дождей в природе. Рассмотрите рисунок 14 и составьте рассказ об этом.

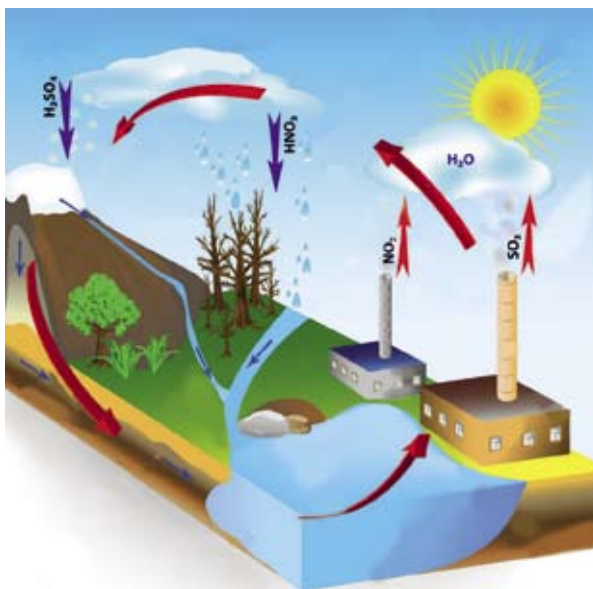


Рис. 14. Образование кислотных дождей

**Словарь по темам «Составление уравнений химических реакций»,
«Типы химических реакций»**

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	закон сохранения массы веществ	зат массасының сақталу заңы	law of conservation of mass
2.	закон постоянства состава	құрам тұрақтылығы заңы	law of definite proportions
3.	реакция соединения	қосылу реакциясы	composition reaction
4.	реакция разложения	айырылу реакциясы	decomposition reaction
5.	реакция замещения	орын басу реакциясы	displacement reaction
6.	реакция обмена	алмасу реакциясы	exchange reaction

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Обозначения качественного и количественного состава простых и сложных веществ с помощью символов элементов и индексов называются **химическими формулами**.

2. **Химическое уравнение** – условная запись химической реакции с помощью химических формул и знаков.

3. По числу и составу реагентов, вступивших в реакцию, и продуктов реакций различают четыре типа химических реакций: реакция соединения, реакция разложения, реакция замещения, реакция обмена.

4. Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Эта формулировка называется **законом сохранения масс веществ**.

5. Состав химически чистого, имеющего молекулярное строение вещества, независимо от способа получения, остается постоянным. Химически чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав.

Глава III.

ХИМИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ

§11

РЕАКЦИИ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОРОДОМ И ВОДОЙ



Что вы знаете о ржавлении железа? Расскажите о разрушении металлов? Как вы думаете, как можно защитить металлы от разрушения? Где применяются металлы? Приведите примеры из жизни.

Металлы мы часто применяем в повседневной жизни. Это алюминий, медь, железо, золото, серебро и т. д. Алюминий и медь применяются для изготовления проводов. Алюминиевой фольгой упаковывают лекарства. В домашнем обиходе вы часто встречаете алюминиевую посуду и упаковки для напитков. Но больше всего применяется железо для изготовления различных металлоконструкций, трубопроводов, деталей машин и т. д. Этот металл от воды и кислорода воздуха приходит в негодность, изменяет цвет и тускнеет. Железо покрывается ржавчиной красно-бурого цвета. Железо + вода + воздух → ржавчина. Такой химический процесс называется *коррозией* (от лат. *corrodere* – разъедать).

Самопроизвольное разрушение металлов в результате их взаимодействия с веществами окружающей среды называется **коррозией**.

Поверхность алюминия покрывается *оксидной пленкой*, которая препятствует коррозии:

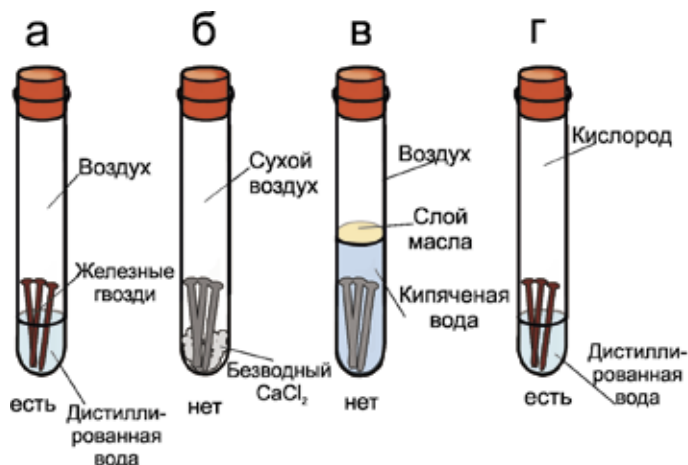
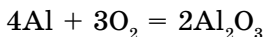
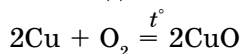


Рис. 15. Коррозия железного гвоздя в различных средах. Железо подвергается коррозии в а, г пробирках, в б, в – нет.



Химические активные металлы легко окисляются кислородом воздуха (Na, Mg, Ca). Железо и медь окисляются только при нагревании:



А золото и некоторые благородные металлы вообще не окисляются кислородом.

Рассмотрите рисунок 15 и сами сделайте выводы.

Ежегодно четвертая часть всего производимого металла из-за коррозии приходит в негодность (рис. 16).

Знаменитую Эйфелеву башню в Париже красили уже 18 раз, в результате чего ее масса увеличилась на 70 т.

Коррозия вызывает серьезные экологические катастрофы. Из разрушенных трубопроводов может быть утечка газа, нефти, опасных химических продуктов.

Это приводит к загрязнению окружающей среды, что отрицательно влияет на здоровье и жизнь людей.

Металлы защищают от коррозии нанесением покрытий на поверхность изделия: окраска металла лаками, красками, эмалями. Но это покрытие недолговечно. Предохраняют металл покрытием другого металла, менее подверженного коррозии. Это – золото, серебро, хром, никель, олово, цинк и др. В повседневной жизни часто применяют оцинкованные ведра, никелированные кровати. Для консервных банок применяют железо, покрытое оловом. Такое железо называют белой жстью. Белую жсть получают в г. Темиртау Карагандинской области на металлургическом заводе. Можно уменьшить коррозию железа, добавляя другие металлы: никель, хром, молибден. Таким образом, получают сплав, который называется **нержавеющей сталью**. Из этой стали изготавливают столовые приборы, трубы и другие изделия.



Рис. 16. Автомобиль, покрытый ржавчиной (коррозия)



Это интересно!

Олово – достаточно редкий, но очень полезный металл. Известно, что его начали добывать раньше, чем железо.

Олово – это мягкий белый металл, который можно сплавлять с **медью**, чтобы получить **бронзу**. Олово – один из первых освоенных человеком металлов. Оно не **подвержено коррозии**, поэтому из него делают тару для упаковки. Слой олова, нанесенный на другие металлы, делает их поверхность гладкой и блестящей. Банки для хранения консервов и напитков также делают из тонкого стального листа, покрытого оловом.

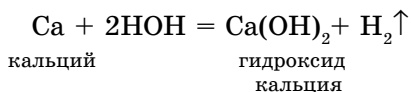
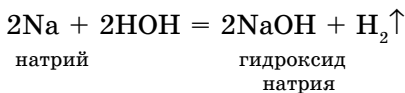


Рис. 17.
Взаимодействие
натрия с водой

Взаимодействие воды с некоторыми металлами (рис. 17).

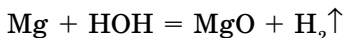
1. Взаимодействие воды с активными металлами в обычных условиях идет очень интенсивно.

При этом протекают реакции замещения:



При проведении таких опытов необходимо соблюдать меры предосторожности.

2. При взаимодействии металлов средней активности с водой вместо щелочи выделяется оксид металла:



3. Малоактивные металлы (Cu) с водой не реагируют.



Коррозия, ржавчина, защита от коррозии, белая жечь, алюминиевая фольга, сплав.

А



1. Что такое коррозия? Дайте определение. Какая часть металла ежегодно теряется из-за коррозии?
2. К какому типу реакции относится взаимодействие металлов с кислородом?
3. К какому типу реакции относится реакция взаимодействия металлов с водой?
4. Классифицируйте элементы на металлы и неметаллы: S, Mg, Cl, Al, H, Ca, N, O, As, P, Au, Fe.

В

1. Как можно защитить металл от коррозии?
2. Чем отличаются металлы и неметаллы по электронному строению атомов?
3. Составьте формулы оксидов методом «нулевой суммы»:

$$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}, \overset{+3}{\text{Al}}\overset{-2}{\text{O}}, \overset{+4}{\text{Ti}}\overset{-2}{\text{O}}, \overset{+6}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}}, \overset{+1}{\text{Ag}}\overset{-2}{\text{O}}$$
4. Какой из этих металлов в обычных условиях интенсивно реагирует с водой: Au, Mg, Na, Fe, Ca, Al?

С

1. Расположите формулы приведенных оксидов по возрастанию в них массовых долей металлов.

1. Na_2O
2. BaO
3. CrO
4. MnO_2
5. PbO_2

Ответ:

1	2	3	4	5

2. Рассмотрите рис. 15. Сделайте выводы.

3. Подготовьте эссе о защите металлов от коррозии. Какой вред наносит коррозия народному хозяйству?



Это интересно!

Свинец – тяжелый голубовато-серый металл, который не ржавеет. Он используется в автомобильных аккумуляторах. Свинцовые экраны защищают людей от опасной **радиации**. Но свинец токсичен и ядовит для человека.



Демонстрация №2

Взаимодействие активных металлов с холодной и горячей водой

Демонстрацию выполняет учитель, учащиеся наблюдают, делают выводы.

Цель: узнать, как реагируют активные металлы с холодной и горячей водой.

Реактивы	Химическая посуда, оборудование
Натрий Na , кальций Ca , вода H_2O , индикаторы – фенолфталеин, метилоранж	Кристаллизатор, скальпель, фильтровальная бумага, пинцет

Обрежьте кусочек натрия скальпелем, высушите фильтровальной бумагой. Высушенный кусочек натрия следует бросить в кристаллизатор с холодной, а затем горячей водой. Наблюдать за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. Такую же реакцию проделать и с металлическим кальцием. Испытать полученные растворы двумя индикаторами.

Задание

1. Сравните интенсивность выделения газа с холодной и горячей водой.
2. Какой из этих металлов более активный?
3. Напишите уравнения реакций.

§12

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОТАМИ. РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ



Что такое кислоты? Какие кислые вещества вы встречали в природе?

В соответствии с определением кислоты должны вступать в реакции с металлами. Все ли металлы взаимодействуют с кислотами? Это можно проверить на опыте.

В четыре пронумерованные пробирки нальем одинаковое количество раствора соляной кислоты и добавим: в первую пробирку – Mg; во вторую – Zn; в третью – Sn; в четвертую – Cu.

Как видим, не все металлы могут взаимодействовать с кислотами и скорости их взаимодействия различны (рис. 18).

На основании интенсивности взаимодействия металлов с кислотами русским ученым **Н. Н. Бекетовым** был составлен **ряд активности металлов**:

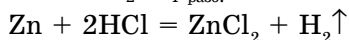


При использовании ряда химической активности нужно помнить следующие правила:

1) металлы, стоящие в начале этого ряда, химически активны, они могут вытеснить водород из воды.

2) активность металлов в этом ряду снижается слева направо (\rightarrow).

3) только металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют водород из растворов кислот (HCl , H_2SO_4 разб.) (рис. 18):



активный металл + кислота \rightarrow соль + водород

Протекает реакция замещения.

Металлы, стоящие в ряду активности после водорода, не реагируют с разбавленными растворами кислот (табл. 6).

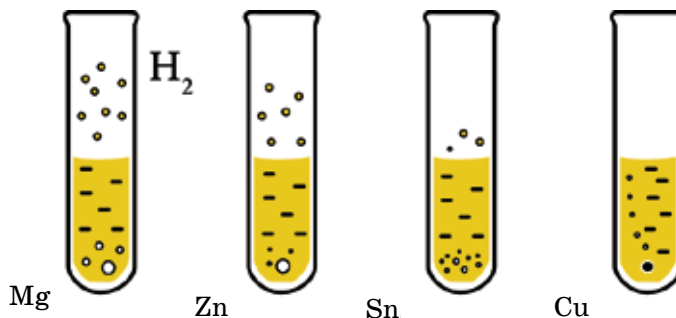


Рис. 18. Взаимодействие кислоты с металлами

**Таблица 6. Сравнительная активность взаимодействия
некоторых металлов с кислотами**

№ пробирки	Металл	Кислота	Условия протекания	Признак реакции	Уравнение реакции
1	Mg	HCl	Реакция начинается сразу	Выделяется газ	$\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
2	Zn	HCl	Реакция идет с умеренной скоростью	Выделяется газ	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
3	Sn	HCl	Реакция начинается после нагревания	Выделяется газ	$\text{Sn} + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
4	Cu	HCl	Реакция не протекает даже при нагревании		$\text{Cu} + \text{HCl} \neq$



Лабораторный опыт №3

Взаимодействие металлов с растворами кислот

Цель: исследовать реакции различных металлов с растворами кислот и сделать вывод о существовании химически инертных металлов.

Реактивы	Химическая посуда, оборудование
Металлы: магний, цинк, железо, медь. Раствор соляной кислоты HCl	Пробирки

Налейте в четыре пробирки раствор соляной кислоты. В одну из пробирок насыпьте порошка магния, в другую – поместите гранулы цинка, в третью – опилки железа, в четвертую – стружки меди.

Вопросы и задания

Что вы наблюдаете? Обратите внимание на интенсивность протекания реакций. Напишите уравнения реакций. Сделайте соответствующие выводы.



Знаешь ли ты?

Может ли железо не подвергаться коррозии? Да, если оно очень чистое. Например, в Дели (Индия) находится Кутубская колонна высотой 7 м, массой 6,5 т. Она установлена в IX в. до н. э., в ее составе 99,72% Fe. До сих пор эта колонна не подверглась коррозии.



Ряд активности металлов.

А



1. Как металлы реагируют с кислотами?
2. Определите элементы, для которых приведены схемы электронного строения атомов:



3. Какой из элементов, приведенных в 1-м вопросе, склонен отдавать, а какой – принимать электроны? Почему?
4. Для элементов, определенных в 1-м вопросе, укажите, как образуются ионы и составьте формулу вещества, образуемого этими ионами по методу «нулевой суммы».

В

1. Рассчитайте массовые доли элементов в соединении, для которого составили формулу в пункте А 4.
2. К какому типу реакции относится взаимодействие металлов с кислотами?

С

1. Используя ряд химической активности металлов, определите, какие из представленных реакций идут:
 $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow ? + ?$
 $\text{Mg} + \text{HCl}(\text{разб.}) \rightarrow ? + ?$
 $\text{Al} + \text{HCl}(\text{разб.}) \rightarrow ? + ?$
2. Дополните уравнение реакции и рассчитайте массовые отношения исходных веществ:
 $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeCl}_2 + ?$
 $\text{Al} + ? \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + ?$

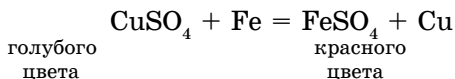
§13

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С РАСТВОРАМИ СОЛЕЙ



Какие соли вы встречали в повседневной жизни?

Химически активные металлы вытесняют менее активные металлы из растворов солей, при этом протекает реакция замещения. Например, из раствора сульфата меди (II) железо вытесняет медь (рис. 19):



Выделение красного налета меди является признаком реакции. Обратная реакция не протекает ($\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \neq$), потому что медь в ряду активности металлов находится после железа, поэтому не вытесняет его.

Схема реакций замещения выглядит следующим образом:

соль + активный металл = новая соль + новый металл (менее активный)

Реакции такого типа протекают при следующих условиях:

- 1) взаимодействующие соли должны быть растворимыми в воде;
- 2) более активный металл вытесняет из соли менее активный металл.



Рассмотрите рисунки. Сделайте выводы и напишите уравнение реакции.



Знаешь ли ты?

- ◆ Какие элементы названы в честь стран? (Fr, Ga, Ge, In, Po, Ru)
- ◆ Какие элементы носят названия планет? (U, Pu, Np)
- ◆ Какие элементы названы именами ученых? (B, Md, No, Fm, Es, Lr, Bh, Rf, Cm, Bk, Sg, Mt)
- ◆ Самый мягкий и легко плавится ($t_{\text{плвл.}}^{\circ} = 28,5^{\circ}\text{C}$) металл – Cs.
- ◆ Самый тяжелый металл – Os.
- ◆ Очень трудноплавящийся металл – вольфрам ($t_{\text{плвл.}}^{\circ} = 3380^{\circ}\text{C}$).



Демонстрация №3

Вытеснение металлов из растворов солей

Цель: понимать, что более активный металл вытесняет менее активный металл из растворов его солей.



а)



б)

Рис. 19. Вытеснение менее активного металла из раствора его солей активным металлом: цинк (а) активно вытесняет свинец из его соли (б)

Реактивы	Химическая посуда
Металлы: цинк; железо; раствор сульфата меди (II) CuSO_4	Пробирки

В пробирку поместите гранулы цинка и налейте раствор сульфата меди. В другую пробирку поместите небольшие кусочки железа и налейте раствор сульфата меди. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.



Практическая работа №1

Сравнение активности металлов

Цель: Разработать ряд активности металлов. Обобщить результаты и сделать выводы.

Реактивы	Оборудование, хим. посуда
Металлы: Cu – медные стружки, Fe – железные стружки, Zn – цинк (гранулы), Pb – свинец (гранулы), Sn – олово. Растворы солей: CuSO_4 – сульфат меди (II), FeCl_3 – хлорид железа (III), ZnSO_4 – сульфат цинка, SnCl_2 – хлорид олова (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат свинца (II)	Пробирки

Ход работы

В пять пробирок налейте растворы солей по 5 мл, опустите в каждую пробирку стружки меди. Затем такие опыты повторите с другими металлами. Наблюдайте за интенсивностью хода реакций. Заполните таблицу: где идет реакция следует поставить знак “+”, если не идет реакция – знак “–”. По сравнительной интенсивности, т. е. по числу протекающих реакций, составьте ряд активности металлов.

Растворы солей	Металлы				
	Cu	Fe	Zn	Sn	Pb
CuSO_4					
FeCl_3					
ZnSO_4					
SnCl_2					
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$					
Количество протекающих реакций					

Вопросы и задания

1. По проведенным опытам определите самый активный и самый инертный металлы.
2. По результатам опытов составьте свой ряд активности металлов.
3. Сопоставьте ваш ряд активности с табличными данными.
4. Сделайте прогноз возможности протекания незнакомых реакций, используя ряд активности металлов Бекетова. Закончите уравнения протекающих реакций:
 - а) $\text{AlCl}_3 + \text{Zn} \rightarrow ? + ?$
 - б) $\text{CuSO}_4 + \text{Al} \rightarrow ? + ?$
 - в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe} \rightarrow ? + ?$
 - г) $\text{Cu} + \text{HgCl}_2 \rightarrow ? + ?$
 - д) $\text{Sn} + \text{FeSO}_4 \rightarrow ? + ?$
 - е) $\text{Fe} + \text{SnCl}_2 \rightarrow ? + ?$

Словарь к главе III

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	Коррозия металлов	Металдар коррозиясы	Corrosion of metals
2.	Благородные металлы	Бағалы металдар	Precious metals
3.	Химическая активность металлов	Металдардың химиялық белсенділігі	Chemical activity of metals
4.	Химический ряд активности металлов	Металдардың химиялық белсенділік қатары	Chemical activity series of metals

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Атомы металлов в реакциях только отдают электроны, образуя положительно заряженные ионы.
2. Самопроизвольное разрушение металлов в результате их взаимодействия с веществами окружающей среды называется **коррозией**.
3. Сравнительную активность металлов можно определить с помощью ряда активности, составленного Н. Н. Бекетовым.
4. Металлы IA, IIA группы очень легко вступают во взаимодействие с кислородом и водой. Многие металлы образуют оксидную пленку, которая препятствует дальнейшему окислению. Благородные металлы вообще не реагируют с кислородом и водой.

Глава IV.

КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА

§14

КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. ЧИСЛО АВОГАДРО. МОЛЯРНАЯ МАССА ВЕЩЕСТВА



Относительная атомная и молекулярная масса



А. Авогадро
(1776–1856)

Часто при решении расчетных задач по химии приходится вычислять массу, объем реагирующих веществ или продуктов реакций. Кроме этих величин, в химии используется также величина *количество вещества*. Как измеряют количество вещества?

Каждое вещество состоит из огромного числа частиц, поэтому для удобства была выбрана единица измерения, содержащая большое число частиц, – моль. **Моль – мера количества вещества** (атомов, молекул, ионов), обозначается греческой буквой ν . Количество вещества представляет собой физическую величину, определяемую числом структурных единиц (атомов, молекул и др).

Из курса физики вам знакомо **число Авогадро**:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

В одном моль любого вещества число структурных единиц равно числу Авогадро.

Масса одного моль вещества называется молярной массой, обозначается буквой M . Молярная масса вещества (г/моль) численно равна относительной молекулярной массе вещества.

$$M = \frac{m}{\nu} \text{ [г/моль]} \Rightarrow \nu = \frac{m}{M} \text{ [моль]}$$

$$m = \nu \cdot M$$

Таблица 7. Величины, характеризующие разные частицы вещества

Формула вещества	C	H ₂ O	CO ₂	Na ⁺
ν , моль	1	1	1	1
Структурная единица	атом	молекула	молекула	ион
N	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$
M_r	12	18	44	23
M , г/моль	12	18	44	23
m , г	12	18	44	23

Рассмотрите внимательно таблицу 7. Из нее видно, что в 18 г воды, 44 г углекислого газа, 23 г Na содержится столько же структурных единиц, сколько содержится в 12 г атома углерода.

Моль – мера количества вещества, в котором содержится столько структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 граммах углерода.

При решении расчетных задач по химии удобно пользоваться этой единицей измерения. Допустим, вам нужно определить число молекул в два моль воды. Для этого составляется пропорция: первая часть – по определению, а вторая – по условию задачи.

$$1 \text{ моль } \text{H}_2\text{O} : 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} = 2 \text{ моль } \text{H}_2\text{O} : x \text{ молекул.}$$

$$x = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Для решения этой задачи можно использовать формулы

$$\nu = \frac{N}{N_A} \quad \text{и} \quad N = \nu \cdot N_A,$$

где N – число молекул, N_A – число Авогадро.

Отсюда $N = \nu \cdot N_A$.

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{24}.$$



Моль, количество вещества, молярная масса, число Авогадро.

А



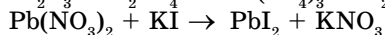
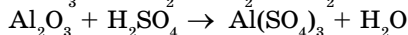
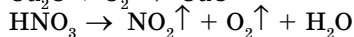
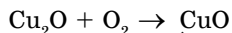
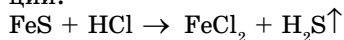
1. Дайте определение понятия «моль».
2. В чем различие между относительной молекулярной массой и молярной массой?

В

1. Что означает число Авогадро?
2. Рассчитайте массы сульфата меди (CuSO_4), гидроксида натрия (NaOH), азота (N_2), оксида фосфора (V), чтобы они содержали столько структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г углерода.

С

1. Расставьте коэффициенты в уравнениях. Определите количество вещества (в моль) участвующих и образующихся веществ. Определите типы реакций.



§15 | ВЗАИМОСВЯЗЬ МАССЫ, МОЛЯРНОЙ МАССЫ И КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА

Из пройденного материала вам известны такие формулы:

$$\nu = \frac{m}{M} \quad (1); \quad m = \nu \cdot M; \quad M = \frac{m}{\nu}; \quad \nu = \frac{N}{N_A}; \quad N = \nu \cdot N_A \quad (2)$$

Объединив формулы (1) и (2), можно получить:

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

А. Определение массы вещества по количеству вещества.

$$m = \nu \cdot M$$

Рассчитайте массу воды количеством вещества 2 моль.

① Дано:
 $\nu(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ моль}$

Найти: $m(\text{H}_2\text{O}) - ?$

Решение: расчет данных по формуле:

② $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль}$

③ Расчет массы воды:

$$M = \frac{m}{\nu}$$

$$m = M \cdot \nu$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 36 \text{ г.}$$

④ Ответ: 36 г.

В. Определение количества вещества по его массе.

Сколько молей составляет 176 г углекислого газа?

① Дано:
 $m(\text{CO}_2) = 176 \text{ г}$

Найти: $\nu(\text{CO}_2) - ?$

Решение: расчет данных по формуле:

② $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль}$

③ Расчет количества вещества:

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{176 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}$$

④ Ответ: 4 моль

С. Расчет числа структурных единиц.

Рассчитайте число структурных частиц, которое содержат 2 моль элемента водорода, 3 моль газообразного водорода, 5 моль серной кислоты.

1 Дано:

$\nu(\text{H}) = 2$ моль

$\nu(\text{H}_2) = 3$ моль

$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5$ моль

Найти: N – ?

Решение: расчет данных по формулам частиц (молекул, атомов):

2 2H 3H_2 $5\text{H}_2\text{SO}_4$

3 ν , моль 2 3 5

4 $\nu = \frac{N}{N_A}$; $N = \nu \cdot N_A$

Расчет числа структурных единиц:

$$N(\text{H}) = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{24}$$

$$N(\text{H}_2) = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,806 \cdot 10^{24}$$

$$N(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,1 \cdot 10^{24}$$

5 Ответ: $1,204 \cdot 10^{24}$; $3,1 \cdot 10^{24}$;
 $1,806 \cdot 10^{24}$.

В молекуле H_2SO_4 содержатся 2 моль элемента H, 1 моль элемента S и 4 моль элемента O, т. е. индексы в формулах веществ показывают число моль элементов в данном веществе.

Д. Расчет молярной массы вещества.

Рассчитайте молярную массу вещества, если $1,204 \cdot 10^{24}$ молекул вещества весит 160 г.

1 Дано:

$N = 1,204 \cdot 10^{24}$

$m = 160$ г

Найти: M – ?

Решение:

2 Расчет молярной массы вещества по

формуле: $M = \frac{m \cdot N_A}{N}$

$$M = \frac{160 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1,2 \cdot 10^{24}} = 80 \text{ г/моль.}$$

3 Ответ: 80 г/моль.

А



1. Рассчитайте массу воды количеством вещества 5 моль.
2. Определите число молекул в 50 г сахара ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

В

1. Вычислите количество вещества и число молекул, содержащихся в 1 литре воды.

Ответ: 55,56 моль;
 $3,34 \cdot 10^{25}$ молекул.

2. Расположите эти вещества по уменьшению количества вещества, содержащегося в 40 г каждого из них. Выберите правильный ответ:

A. H_2SO_4

B. NaCl

1. ABCDE

2. EDCBA

- | | |
|---------------------|----------|
| C. MgO | 3. AEBCD |
| D. H ₂ O | 4. BCADE |
| E. FeS | 5. DCBEA |

С

1. Плотность магния 1,74 г/см³, плотность серебра 10,5 г/см³. Рассчитайте количество вещества этих металлов в слитках объемом 150 см³.
Ответ: $\nu(\text{Mg}) = 10,88$ моль;
 $\nu(\text{Ag}) = 14,58$ моль.
2. Составьте формулу вещества, состоящего из углерода и серы, если отношение массы этих элементов: $m(\text{C}) : m(\text{S}) = 3 : 16$. Рассчитайте массу и число молекул 0,2 моль этого соединения.

Ответ: 15,2 г, $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул.

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Моль – мера количества вещества, в котором содержится столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов), сколько атомов содержится в 12 г углерода.

2. В одном моль любого вещества содержится число Авогадро структурных единиц. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

3. Масса одного моль вещества называется молярной массой, обозначается буквой M . Молярная масса вещества (г/моль) численно равна относительно молекулярной массе.

Глава V.

СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

§16

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО УРАВНЕНИЯМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.



Вспомните! Уравнения химических реакций. Закон сохранения массы вещества. Составление и решение пропорции

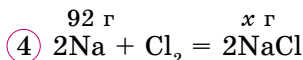
По уравнениям химических реакций можно решать множество количественных задач. Мы остановимся на расчетных задачах по нахождению массы (m) и числа молей (ν) продуктов реакции по известной массе участвующих в реакции веществ.

Решение задач осуществляется по следующему алгоритму:

- 1 Внимательно прочитать и коротко записать условие задачи.
- 2 Составить уравнение соответствующей химической реакции.
- 3 В соответствии с коэффициентами вычислить количество (ν), молярную массу (M), массу (m) веществ и записать эти данные под формулами этих веществ в уравнении.
- 4 Данные по условию задачи и искомые величины (x) записать над формулами этих веществ.
- 5 Составить пропорцию и найти неизвестную величину (x).
- 6 Записать ответ.

Задача 1. Сколько граммов хлорида натрия образуется при взаимодействии 92 г натрия с хлором?

1 Дано:	Решение:		
$m(\text{Na}) = 92 \text{ г}$	2	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$	
Найти: $m(\text{NaCl}) - ?$	3	ν , моль	2
		M , г/моль	23
		m , г	46
			117



5 Первая часть пропорции составляется по уравнению реакции, а вторая – по условиям задачи:

$$46 \text{ г Na} : 117 \text{ г NaCl} = 92 \text{ г Na} : x \text{ г NaCl}, \quad x = \frac{92 \cdot 117}{46} = 234 \text{ г}$$

6 Ответ: 234 г NaCl.

Задача 2. Сколько молей углекислого газа образуется при горении 36 г углерода?

1 Дано: $m(\text{C}) = 36 \text{ г}$	Решение:	2 $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
Найти: $\nu(\text{CO}_2) - ?$	3 ν , моль M , г/моль m , г	1 12 12
		1 44 44

4 $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$

5 $12 \text{ г C} : 1 \text{ моль CO}_2 = 36 \text{ г C} : x \text{ моль CO}_2$

$$x = \frac{36 \cdot 1}{12} = 3$$

6 Ответ: 3 моля CO_2 .

Задача 3. Вычислите массу цинка (Zn), который должен взаимодействовать с соляной кислотой с выделением 10 г водорода.

1 Дано: $m(\text{H}_2) = 10 \text{ г}$	Решение:	2 $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
Найти: $m(\text{Zn}) - ?$	3 ν , моль M , г/моль m , г	1 65 65
		1 2 2

4 $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

5 $65 \text{ г Zn} : 2 \text{ г H}_2 = x \text{ г Zn} : 10 \text{ г H}_2$

$$x = \frac{65 \cdot 10}{2} = 325 \text{ г}$$

6 Ответ: 325 г Zn.

Задача 4. Рассчитайте количество веществ оксида меди (CuO) и углекислого газа, полученных при разложении 5 г малахита $[\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3]$, а также их массу.

1 Дано: $m(\text{малахита}) = 5 \text{ г}$	Решение:	2 Составление уравнения реакции:
$\nu(\text{CuO}) - ?$	5 г	x
$\nu(\text{CO}_2) - ?$	$[\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3 = 2 \text{ CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$	y
$m(\text{CuO}) - ?$	ν , моль	1
$m(\text{CO}_2) - ?$	M , г/моль	222
	m , г	222
		160
		44

3 Расчет количества вещества:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu(\text{м-та}) = \frac{5}{222} = 0,0225 \text{ моль.}$$

4 Расчет по уравнению реакции:

а) 1 моль (м-т) : 2 моля (CuO) = 0,0225 моль (м-т) : x моль (CuO)

$x = 0,045 \text{ моль (CuO)}$

$$m = \nu \cdot M \Rightarrow m(\text{CuO}) = 0,045 \cdot 80 = 3,6 \text{ г.}$$

$$\text{б) } \nu(\text{M-T}) : \nu(\text{CO}_2) = 1 : 1 \Rightarrow$$

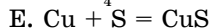
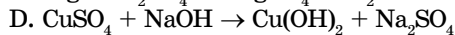
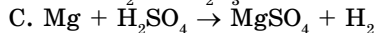
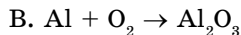
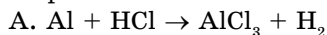
$$\nu(\text{CO}_2) = 0,0225 \text{ моль. } m(\text{CO}_2) = 44 \cdot 0,0225 = 0,99 \text{ г.}$$

⑤ Ответ: 0,045 моль CuO, 3,6 г CuO.
0,0225 моль CO₂, 0,99 г CO₂.

А



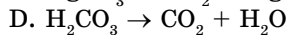
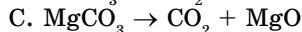
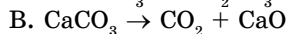
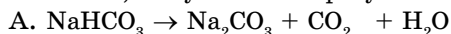
- Докажите закон сохранения масс на примере уравнения реакции взаимодействия оксида алюминия с соляной кислотой.
- Расставьте коэффициенты, суммируя их. Расположите эти суммы в порядке возрастания.



1	2	3	4	5

В

- Расположите эти уравнения по возрастанию количества вещества углекислого газа, получаемого в результате разложения 10 г исходных веществ.

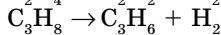
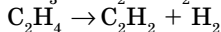
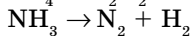
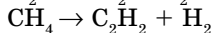
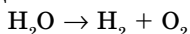


1	2	3	4

С

- Расположите формулы веществ по убыванию объема водорода, выделяющегося из 20 г этих веществ.

Схемы реакций:



A. H_2O Ответ: 1. $\text{A} > \text{B} > \text{C} > \text{D} > \text{E}$

B. CH_4 2. $\text{E} > \text{D} > \text{C} > \text{B} > \text{A}$

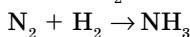
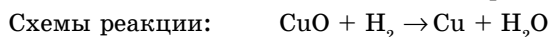
C. NH_3 3. $\text{B} > \text{C} > \text{A} > \text{D} > \text{E}$

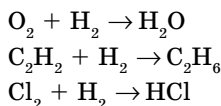
D. C_2H_4 4. $\text{C} > \text{E} > \text{D} > \text{B} > \text{A}$

E. C_3H_8 5. $\text{D} > \text{A} > \text{B} > \text{E} > \text{C}$

Выберите правильный ответ.

- Расположите данные вещества по убыванию масс, которые необходимы для взаимодействия с одним объемом водорода.





- | | | |
|----|-------------------------------|------------------------|
| A. | CuO | 1. $A > B > C > D > E$ |
| B. | N ₂ | 2. $A > E > C > D > B$ |
| C. | O ₂ | 3. $B > C > A > D > E$ |
| D. | C ₂ H ₂ | 4. $E > D > C > B > A$ |
| E. | Cl ₂ | 5. $C > A > B > D > E$ |

Ответ:

Выберите правильный ответ.

§17 | ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗОВ



Какие газы вы знаете? Что такое плотность?

Многие химические вещества существуют в газообразном состоянии, например H₂, N₂, O₂, Cl₂ и др. Встречаются также сложные газообразные вещества: метан CH₄, углекислый газ CO₂, сернистый газ SO₂, хлороводород HCl, сероводород H₂S и др. Газообразные вещества подчиняются физическим законам, о которых вы знаете из курса физики. Состояние газообразных веществ характеризуется температурой, давлением и объемом.

Объем газов зависит от температуры и давления. При постоянном давлении и температуре расстояния между молекулами газообразных веществ примерно одинаковы.

Из курса физики вам известно понятие «плотность» (ρ).

$$\rho = \frac{m}{V} \text{ (г/л)}$$

Отсюда: $V = \frac{m}{\rho}$

В таблице 8 приведены некоторые величины, характеризующие известные вам газы.

Таблица 8. Количественные характеристики некоторых газов

Газ	H ₂	O ₂	N ₂	O ₃	CO ₂
Плотность ρ , г/л	0,089	1,43	1,25	2,143	1,964
Молярная масса M , г/моль	2	32	28	48	44
Масса 1 моль m , г	2	32	28	48	44

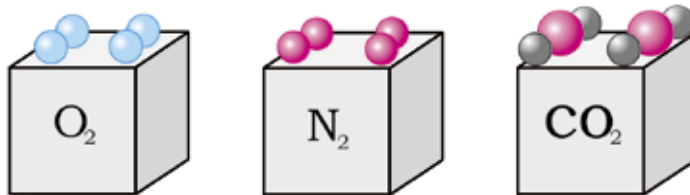


Рис. 20. При нормальных условиях молярные объемы газов равны 22,4 л

Рассчитаем объем 1 моля каждого газа (при н.у.):

$$V(\text{O}_2) = \frac{32}{1,43} \approx 22,37 \text{ л}; \quad V(\text{N}_2) = \frac{28}{1,25} = 22,4 \text{ л};$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{44}{1,964} = 22,4 \text{ л}.$$

Как видно из этих расчетов, **объемы одного моля различных газов при нормальных условиях (н. у.), т. е. при температуре 0°C и давлении 1 атм (101,3 кПа), примерно одинаковы и составляют 22,4 л. При стандартных условиях ($t=25^\circ\text{C}$, $p=101,3$ кПа) молярный объем составляет 24 л. Эта величина называется *молярным объемом* и обозначается V_m (рис. 20). Молярным объемом газов (V_m) называют отношение объема газа (V) при н. у. к количеству вещества (ν).**

$$V_m = \frac{V}{\nu} \text{ л/моль} \Rightarrow \nu = \frac{V}{V_m}; \quad \nu = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$$

В 1 моль любых веществ, в том числе и газах, содержится одинаковое число молекул, которое называется числом Авогадро (N_A). $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

В равных объемах газов, взятых при одинаковых условиях, содержится одинаковое число молекул. Этот закон был сформулирован итальянским ученым Авогадро в 1811 году.

Плотностью газа при н. у. называется отношение молярной массы газа на молярный объем.

Плотность газа при нормальных условиях:

$$\rho = \frac{M(x)}{V_m} \text{ (г/л)}$$

1. Доказательство закона Авогадро.

Найдите число молекул и массы кислорода и углекислого газа объемом 50 л, взятых при нормальных условиях (н. у.).

<p>① Дано: $V(\text{O}_2) = V(\text{CO}_2) = 50 \text{ л (н. у.)}$</p>	<p>Решение: ② Находим молярные массы веществ:</p>
--	--

Найти: $N, m - ?$
 $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль};$
 расчет числа молекул

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль};$$

$$\textcircled{3} \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow N = \frac{N_A \cdot V}{V_m};$$

$$N = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 50}{22,4} = 1,344 \cdot 10^{24} \text{ молекул}$$

Число молекул равных объемов (50 л) газов, взятых при одинаковых условиях (н. у.), одинаково.

Расчет масс газов.

$$\textcircled{4} \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow m = \frac{M \cdot V}{V_m};$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{32 \cdot 50}{22,4} = 71,43 \text{ (г)}; m(\text{CO}_2) = \frac{44 \cdot 50}{22,4} = 98,21 \text{ г}$$

Массы газов разные.

$$\textcircled{5} \text{ Ответ: } m(\text{O}_2) = 71,43 \text{ г};$$

$$m(\text{CO}_2) = 98,21 \text{ г}.$$

2. Определение плотности газов.

Найдите плотности кислорода и углекислого газа при нормальных условиях.

<p>① Дано: $\text{O}_2, \text{CO}_2 \text{ н.у.}$</p>	<p>Решение: ② $\rho = \frac{M}{V_m};$ ③ $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}, M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$</p>
---	--

Найти:
 $\rho(\text{O}_2) - ?$
 $\rho(\text{CO}_2) - ?$

$$\textcircled{4} \rho(\text{O}_2) = \frac{32}{22,4} = 1,43 \text{ г/л};$$

$$\rho(\text{CO}_2) = \frac{44}{22,4} = 1,96 \text{ г/л}$$

$$\textcircled{5} \text{ Ответ: } \rho(\text{O}_2) = 1,43 \text{ г/л}; \rho(\text{CO}_2) = 1,96 \text{ г/л}.$$

3. Нахождение объема, числа молекул, количества вещества по известной массе газа и обратные задачи.

а) Определите объем, число молекул, количество вещества 8,8 г углекислого газа при н. у.

1 Дано: $m(\text{CO}_2) = 8,8 \text{ г}$ <hr/> Найти: $V, N, \nu - ?$	Решение: 2 $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$ 3 $\nu = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}; \quad \nu = \frac{8,8}{44} = 0,2 \text{ моль}$
---	---

4 $\nu = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V = \nu \cdot V_m = 0,2 \cdot 22,4 = 4,48 \text{ л}$

5 $\nu = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = \nu \cdot N_A = 0,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{22}$

6 Ответ: 0,2 моль; 4,48 л; $1,204 \cdot 10^{22}$.

б) Рассчитайте массу, количество вещества и число молекул 67,2 л кислорода при н. у.

1 Дано: $V(\text{O}_2) = 67,2 \text{ л}$ <hr/> Найти: $m, \nu, N - ?$	Решение: 2 $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$ 3 $\nu = \frac{V}{V_m} = \frac{67,2}{22,4} = 3 \text{ моль}$
---	--

4 $\nu = \frac{m}{M} \Rightarrow m = \nu \cdot M = 3 \cdot 32 = 96 \text{ г}$

5 $\nu = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = \nu \cdot N_A = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,806 \cdot 10^{24}$

6 Ответ: 3 моля; 96 г; $1,806 \cdot 10^{24}$.

в) Рассчитать объем, массу, число молекул в 0,5 моль аммиака (н. у.).

1 Дано: $\nu(\text{NH}_3) = 0,5 \text{ моль}$ <hr/> Найти: $V, m, N - ?$	Решение: 2 $\nu = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} = \frac{N}{N_A}$ 3 $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$
--	--

4 $m = \nu \cdot M; m = 0,5 \cdot 17 = 8,5 \text{ г};$

$V = \nu V_m; V = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л}.$

$N = \nu N_A; N = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}.$

5 Ответ: 11,2 л, 8,5 г; $3,01 \cdot 10^{23}$.

г) Определите объем (н. у), массу и количество вещества сернистого газа числом молекул $2,408 \cdot 10^{24}$.

① Дано:

$$N(\text{SO}_2) = 2,408 \cdot 10^{24}$$

Найти: V , m , ν – ?

Решение:

② $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль

③ Расчеты по формулам количества вещества.

$$\nu = \frac{N}{N_A} = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$$

Количество вещества: $\nu = \frac{2,408 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 4$ моль

Объем: $V = \nu \cdot V_m$; $V = 4 \cdot 22,4 = 89,6$ л.

Масса: $m = \nu \cdot M$; $m(\text{SO}_2) = 4 \cdot 64 = 256$ г.

④ Ответ: 89,6 л, 256 г, 4 моль.



Нормальные и стандартные условия, молярный объем, число и закон Авогадро.

А



1. Каково значение молярного объема при н. у.?
2. В чем различие нормальных и стандартных условий?
3. Сформулируйте закон Авогадро.

В

1. Рассчитайте число молекул водорода, кислорода и углекислого газа объемом 1 л (н. у.).
2. Рассчитайте плотность следующих газов (н. у.): аммиака NH_3 , хлора Cl_2 , метана CH_4 , сернистого газа SO_2 , водорода H_2 .
3. Рассчитайте молярную массу газа, если масса одного литра (н. у.) 1,339 г.
4. Рассчитайте объем водорода (н. у.), выделившегося при взаимодействии 2,34 г калия с водой.

Ответ: 0,672 л.

С

1. Найдите объем (н. у.), массу, число молекул 0,5 моль углекислого газа.
Ответ: 22 г, $3,01 \cdot 10^{23}$, 11,2 л
2. Рассчитайте массу, количество вещества, число молекул 89,6 л хлора Cl_2 и кислорода при нормальных условиях.
Ответ: $2,408 \cdot 10^{24}$, 284 г Cl_2 , 128 г O_2 ; 4 моль.
3. Определите объем (н. у.), количество вещества и число молекул 128 г оксида серы (IV).
Ответ: 2 моль; 44,8 л; $1,204 \cdot 10^{24}$.
4. Найдите объем (н. у.), массу и количество вещества $3,1 \cdot 10^{24}$ молекул метана CH_4 .
Ответ: 112 л, 80 г, 5 моль.
5. Рассчитайте массу 0,5 моль неизвестного газа, если 1 л этого газа при н. у. весит 1,964 г.

Ответ: 22 г.

Кроме плотности веществ, в химии часто применяют понятие *относительная плотность*.

Относительной плотностью (D) одного газа по отношению к другому газу называется отношение масс газов, взятых в равных объемах при одинаковых условиях.

$$D_y(x) = \frac{m(x)}{m(y)} = \frac{M_r(x)}{M_r(y)} = \frac{M(x)}{M(y)} = \frac{\rho(x)}{\rho(y)}$$

Часто относительную плотность различных газов определяют по отношению к водороду или воздуху.

По формулам относительных плотностей можно рассчитать значение молярной массы газов.

$$D_{H_2}(x) = \frac{M(x)}{M(H_2)} = \frac{M(x)}{2}$$

$$M(x) = 2 \cdot D_{H_2}(x)$$

$$D_{\text{возд}}(x) = \frac{M(x)}{M_{\text{(возд.)}}} = \frac{M(x)}{29}$$

$$M(x) = 29 \cdot D_{\text{возд}}(x)$$

1. Нахождение относительной плотности.

Рассчитайте относительные плотности кислорода и углекислого газа по водороду и воздуху.

① Дано:

O_2 , CO_2

Найти:

$D_{H_2}(CO_2) - ?$

$D_{\text{возд}}(CO_2) - ?$

$D_{H_2}(O_2) - ?$

$D_{\text{возд}}(O_2) - ?$

Решение:

② Молярные массы газов:

$M(O_2) = 32$ г/моль, $M(CO_2) = 44$ г/моль

$M(H_2) = 2$ г/моль, $M_{\text{(возд.)}} = 29$ г/моль

③ $D_{H_2}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(H_2)} = \frac{44}{2} = 22$

$D_{\text{возд.}}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M_{\text{(возд.)}}} = \frac{44}{29} = 1,52$

$$\textcircled{4} D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{32}{2} = 16$$

$$D_{\text{возд.}}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M_{(\text{возд.})}} = \frac{32}{29} = 1,1$$

$\textcircled{5}$ *Ответ:* Углекислый газ тяжелее водорода в 22 раза, а воздуха – в 1,52 раза. Кислород тяжелее водорода в 16 раз, а воздуха – в 1,1 раза.

2 Расчет молярных масс газов по относительным плотностям газов.

Рассчитать молярные массы газов, если известны относительные плотности: $D_{\text{H}_2}(x) = 17$, $D_{\text{возд.}}(x_2) = 2,76$.

$\textcircled{1}$ *Дано:*

$$D_{\text{H}_2}(x_1) = 17$$

$$D(x_2) = 2,76$$

Найти: $M(x) - ?$

Решение:

Запись известных формул:

$$\textcircled{2} D_{\text{H}_2}(x) = \frac{M(x)}{M(\text{H}_2)} \Rightarrow M(x) = 2 D_{\text{H}_2}(x)$$

$$D_{\text{возд.}}(x) = \frac{M(x)}{M_{\text{возд.}}} \Rightarrow M(x) = 29 D_{\text{возд.}}(x)$$

$\textcircled{3}$ Расчет по формулам: $M(x_1) = 17 \cdot 2 = 34$ г/моль.

$$M(x_2) = 2,76 \cdot 29 = 80 \text{ г/моль.}$$

$\textcircled{4}$ *Ответ:* 34 г/моль, 80 г/моль.

3. Расчет массы неизвестного газа по значению относительной плотности.

Рассчитайте массу 50 л (н. у.) неизвестного газа, если относительная плотность этого газа по воздуху равна 0,586. Какова относительная плотность по водороду?

$\textcircled{1}$ *Дано:*

$$V(x) = 50 \text{ л.}$$

$$D_{\text{возд.}}(x) = 0,586$$

Найти: $m(x) - ?$

$$D_{\text{H}_2}(x) - ?$$

Решение:

$\textcircled{2}$ Запись формул по которым можно вести расчеты:

$$D_{\text{H}_2}(x) = \frac{M(x)}{M(\text{H}_2)},$$

$$D_{\text{возд.}}(x) = \frac{M(x)}{M_{\text{возд.}}}; M(x) = 29 D_{\text{возд.}}(x)$$

$$v = \frac{V}{V_m} = \frac{m}{M} \Rightarrow m = \frac{V \cdot M}{V_m}$$

$\textcircled{3}$ Расчет молярной массы:

$$M(x) = 29 \cdot 0,586 = 17 \text{ г/моль.}$$

④ Расчет массы газа:

$$m = \frac{50 \cdot 17}{22,4} = 37,95 \text{ г.}$$

⑤ Расчет относительной плотности по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(x) = \frac{17}{2} = 8,5$$

⑥ Ответ: 37,95 г, 8,5.



Относительная плотность.

А



1. Дайте определение относительной плотности.
2. Определите плотности (г/л) газов (н. у.): Cl_2 , CH_4 , CO_2 , H_2 .
3. Определите относительную плотность по водороду и воздуху следующих газов: аммиака NH_3 , хлороводорода HCl , сернистого газа SO_2 , сероводорода H_2S .
4. Если масса 1 л газа (н. у.) равна 1,429 г, рассчитайте относительную молекулярную массу этого газа и относительную плотность по водороду.

В

1. Установите плотность по кислороду газа, у которого плотность по воздуху равна 0,5862.
2. Какова относительная плотность неизвестного газа по воздуху, если его плотность по водороду равна 32?

Ответ: 2,21

3. Определите массу неизвестного газа объемом 10 л плотностью $\rho = 1,52$ г/л (н. у.).

Ответ: 15,2 г

4. Расположите газы массой 50 г по убыванию их объемов, занимаемых при н. у. Найдите правильные ответы.

- | | |
|-------------------------|---|
| В. H_2S | 1. $\text{A} > \text{B} > \text{C} > \text{D} > \text{E}$ |
| В. NH_3 | 2. $\text{D} > \text{B} > \text{E} > \text{A} > \text{C}$ |
| С. HCl | 3. $\text{C} > \text{E} > \text{D} > \text{B} > \text{A}$ |
| Д. H_2 | 4. $\text{B} > \text{D} > \text{A} > \text{C} > \text{E}$ |
| Е. O_2 | 5. $\text{E} > \text{D} > \text{C} > \text{B} > \text{A}$ |

С

1. Расположите данные газы по возрастанию относительной плотности по водороду. Выберите правильный ответ:

- | | |
|-------------------------|---|
| А. CO_2 | 1. $\text{B} < \text{A} < \text{C} < \text{D} < \text{E}$ |
| В. SO_2 | 2. $\text{A} < \text{B} < \text{C} < \text{E} < \text{D}$ |
| С. Cl_2 | 3. $\text{E} < \text{D} < \text{A} < \text{B} < \text{C}$ |
| Д. H_2S | 4. $\text{D} < \text{E} < \text{A} < \text{C} < \text{B}$ |
| Е. N_2 | 5. $\text{C} < \text{B} < \text{A} < \text{E} < \text{D}$ |

2. Какова масса 5 л (н. у.) газа, если плотность по водороду равна 15.

Ответ: 6,696 г.

3. Рассчитайте массу и плотность 30 л газа (н. у.), плотность которого по воздуху равна 2.

Ответ: 2,59 г/л; 77.7 г.

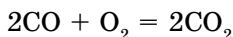
4. Определите объем воздуха, необходимого для сгорания 420 л (н. у.) метана по уравнению: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, если объемная доля кислорода в воздухе 20%.

Ответ: 4,2 м³.

§19

ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Напишем уравнение реакции между газообразными веществами, когда в результате реакции также образуется газ:



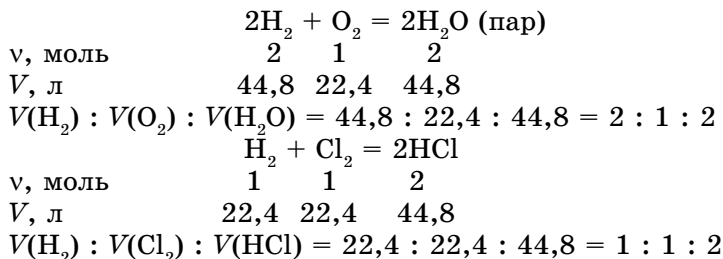
Отношение количеств реагирующих и образовавшихся веществ выглядит следующим образом: 2 : 1 : 2. Теперь возьмем отношение объемов этих газов при нормальных условиях:

$$V(\text{CO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 44,8 : 22,4 : 44,8 = 2 : 1 : 2.$$

Тогда ν, моль	$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ 2	1	2
V, л	44,8	22,4	44,8

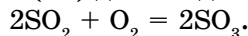
Как видим, отношения объемов газов соответствуют отношениям коэффициентов перед формулами веществ в уравнении.

При одинаковых условиях объемы реагирующих газов и газообразных продуктов реакции относятся между собой как небольшие целые числа. Это закон объемных отношений Гей-Люссака.



Из рассмотренных примеров можно сделать вывод, что при решении задач удобно пользоваться коэффициентами, т.к. они в уравнениях химических реакций указывают объемные отношения веществ.

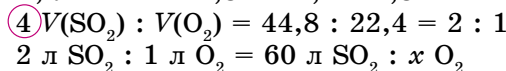
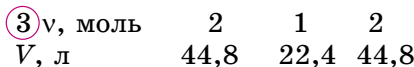
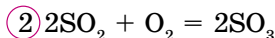
Определите объем кислорода, необходимого для окисления 60 л оксида серы (IV) до оксида серы (VI) по уравнению:



1 Дано:
 $V(\text{SO}_2) = 60 \text{ л}$

Найти: $V(\text{O}_2) - ?$

Решение:



$$x(\text{O}_2) = \frac{1 \cdot 60}{2} = 30 \text{ л}$$

5 Ответ: 30 л.



Закон объемных отношений.

А



1. Дайте формулировку закона объемных отношений газов. Какие требования необходимы для выполнения этого закона?
2. Сформулируйте закон Авогадро. Назовите предварительные условия выполнения этого закона.
3. Назовите числовые значения молярного объема, числа Авогадро, а также значения температур и давления при нормальных и стандартных условиях.

В

1. Расставьте коэффициенты в уравнениях с газами, определите объемные отношения по ним:
 $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{г})$
 $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{NO} (\text{г})$
 $\text{CO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{г})$
 $\text{NO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{NO}_2 (\text{г})$
 $\text{NH}_3 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{NO} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г})$
2. Расход (в литрах) кислорода для реакции с оксидом углерода (II) и оксидом серы (IV) одинаковый или разный? Дайте обоснованный ответ. Оксиды берутся в равных количествах.
 $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
 $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$

С

1. Расположите газы по возрастанию значений относительной плотности по водороду:
 А. CO_2
 В. SO_2
 С. Cl_2
 D. H_2S
 E. N_2
- | | | | | |
|---|---|---|---|---|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
| | | | | |
2. Сколько литров водорода и азота потребуется для синтеза 80 м^3 аммиака NH_3 ? (Газы взяты в равных условиях.)

Ответ: $120 \text{ м}^3 \text{ H}_2$, $40 \text{ м}^3 \text{ N}_2$.

**Словарь по темам «Количество вещества»,
«Молярный объем», «Закон объемных отношений»**

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	количество вещества	зат мөлшері	amount of substance
2.	молярная масса	молярлық масса	molar mass
3.	молярный объем	молярлық көлем	molar volume
4.	нормальные условия	қалыпты жағдай	normal conditions
5.	стандартные условия	стандартты жағдай	standard conditions
6.	плотность	тығыздық	density
7.	относительная плотность	салыстырмалы тығыздық	relative density
8.	закон объемных отношений газов	газдардың көлемдік қатынас заңы	law of volume relations of gases
9.	закон Авогадро	Авогадро заңы	Avogadro's law

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Моль – мера количества вещества. В 1 моль любого вещества содержится число Авогадро структурных единиц ($6,02 \cdot 10^{23}$).

2. Молярная масса вещества (M) численно равна относительной молекулярной массе (M_r).

3. Расчеты по химическим уравнениям производятся на основе закона сохранения масс веществ.

4. В равных объемах газов, взятых при одинаковых условиях, содержится одинаковое число молекул. (Закон Авогадро.)

5. Относительной плотностью одного газа по отношению к другому газу ($D_y(X)$) называется отношение масс газов, взятых в равных объемах при одинаковых условиях.

6. Объемы реагирующих газообразных веществ относятся между собой и к объемам образующихся газообразных продуктов, как небольшие целые числа, равные коэффициентам в уравнении химической реакции. (Закон объемных отношений Гей-Люссака.)

7. При нормальных условиях (н. у.) любой газ занимает 22,4 л. Эта величина называется молярным объемом ($V_m = 22,4$ л/моль).

Глава VI.

ЗНАКОМСТВО С ЭНЕРГИЕЙ В ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

§20

ГОРЕНИЕ ТОПЛИВА И ВЫДЕЛЕНИЕ ЭНЕРГИИ



Вспомните: топливо, горение, окисление, медленное окисление, пожары. В каких регионах Казахстана добывают газ, каменный уголь и нефть?

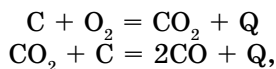
Топливо – горючие вещества, основным компонентом которых является углерод. Топливо используется для получения при его сжигании тепловой энергии, а также в качестве сырья в химической промышленности.

По агрегатному состоянию топливо делится на твердое, жидкое и газообразное; по происхождению – на *природное* и *искусственное*.

Природные виды топлива используются в том виде, в каком они добываются. К ним относятся каменные и бурые угли, природные газы, древесина, горючие сланцы, торф. К другой подгруппе топлива (искусственные) относятся продукты переработки природных топлив (бензин, керосин, лигроин, мазут).

Все виды топлива состоят из одних и тех же элементов. Разница в них заключается в процентном содержании этих элементов. Топливо состоит из двух групп элементов. В первую группу входят элементы, которые горят или же поддерживают горение, такие как: углерод, водород, сера, кислород. А во вторую входит элемент – азот, который и не горит и не поддерживает горение.

При сжигании любого вида топлива образуются оксиды. Например, при сгорании угля и углеродсодержащего топлива образуется углекислый газ, оксид углерода (II) и другие вещества:



где Q – тепловая энергия.

Виды топлива отличаются друг от друга по количеству выделяемого тепла при полном сгорании. Основным качественным показателем любого топлива является **теплотворная** способность топлива.

Теплотворной способностью топлива называется количество тепла, которое выделяется при полном сгорании 1 м³ газообразного или 1 кг твердого топлива. Теплотворная способность каменного угля 7000 ккал/кг, мазута – 10 000 ккал/кг, природного газа – до 15 000 ккал/м³. При сжигании 1 кг угля выделяется в 3 раза, нефти в 4 раза, водорода в 10 раз больше тепла по сравнению с древесиной такой же массы. Чем выше теплотворная способность топлива, тем оно ценнее, так как для получения одного и того же количества тепла его потребуется меньше.

Все виды топлива можно рассматривать как продукт разложения (в отсутствие воздуха), и преобразования растительного и животного мира под воздействием высокого давления толстого слоя земли.

Твердое топливо. К естественным твердым видам топлива относятся: древесина, каменный уголь, антрацит, торф, сланец. К искусственным – кокс, пылевидный уголь, древесный уголь.

При обработке каменного угля в специальных печах без доступа воздуха при температуре 1000 – 1100°C получают кокс. Кокс является топливом в металлургических доменных печах. Древесный уголь получают в специальных печах. Он является лучшим топливом для кузнечных горнов. В нем не содержится золы и практически отсутствует сера.

Жидкое топливо. К естественным жидким видам топлива относят нефть. Но сырую нефть, как топливо в печах не применяют. А применяют продукты переработки:

легкий бензин, авиационное топливо.

тяжелый бензин (топливо для автотранспорта).

керосин (дизельное, котельное топливо и для реактивных самолетов).

мазут – остаток перегонки нефти, применяют как котельное топливо.

Газовое топливо – выделяется из земли через естественные выходы буровых скважин. В настоящее время они находят широкое применение в промышленности и в быту.

А искусственное газовое топливо получают путем газификации твердых видов топлива в газогенераторах или как побочный продукт при коксовании угля. Теплотворная способность генераторного газа зависит от вида твердого топлива, из которого получен газ, и от способа газификации. Например, у торфяного генераторного газа теплотворная способность от 1500 до 1600 ккал/м³, а у каменноугольного генераторного газа – от 1200 до 1400 ккал/м³.

Водород – топливо будущего, он имеет массу преимуществ по сравнению с другими видами топлива.

Водород сгорает намного эффективнее, не имеет вредных выбросов. Самое главное – при сгорании водорода образуется природное вещество – вода. Природа не получит никакого вреда, т. е. он кроме эффективности еще и экологичен!

Водород – легко возобновляемое топливо, т. к. его можно получить из воды.

Он может быть использован во всех без исключения отраслях современного производства и транспорта.

Тогда почему же он не получил широкого внедрения и применения? Этому есть серьезные причины:

- *технология получения* (электролиз);
- *способность хранения* (занимают большой объем);
- *взрывоопасен* (дает «гремучую смесь» с кислородом).

Глобальное потепление – это постепенный подъем температуры на Земле.

Глобальное потепление является результатом скопления в атмосфере избыточного количества углекислого газа. Этот газ удерживает солнечное тепло и повышает температуру на Земле.

Земная атмосфера состоит из газов, которые удерживают тепловую энергию, приходящую от Солнца. Без этих газов солнечное тепло попросту ушло бы в Космос и на Земле было бы гораздо холоднее. Эти газы еще называют *парниковыми*, поскольку они удерживают тепло в атмосфере во многом так же, как тепло накапливается в парнике (парниковый эффект).

Однако равновесие этих газов было нарушено человеческой деятельностью, например, сжиганием горючих ископаемых (каменного угля и нефти), и сейчас в атмосфере гораздо больше углекислого газа. Он удерживает больше тепла, чем требуется Земле.

Ученые предсказывают, что к 2100 году средняя температура земной поверхности повысится на 1–5 градусов по Цельсию. Это глобальное потепление станет следствием **парникового эффекта** – образования газового слоя, задерживающего солнечную энергию в атмосфере Земли. Повышение температуры, в свою очередь, может повлечь за собой повышение уровня Мирового океана и помимо наводнений привести к очень резким переменам погоды на нашей планете.

Природные горючие богатства отличаются истощаемостью и не восстанавливаются. К тому же применение топлива в таких больших масштабах приводит к парниковому эффекту, потеплению и изменению климата. Поэтому человечество обеспокоено состоянием в этой области и собирается переходить на возобновляемые виды энергии солнца, ветра, воды. Глобальному вопросу современности была посвящена Всемирная выставка в Астане (ЭКСПО–2017), которая прошла с 10 июня по 10 сентября 2017 года. На ней все страны-участницы продемонстрировали свои инновационные технологии и достижения в этой сфере.

А



1. Дайте определение топливу. В каких агрегатных состояниях оно встречается?
2. Что такое теплотворная способность топлива? В каких пределах меняются значения теплотворности топлива в зависимости от его вида?

В

1. Перечислите вещества, относящиеся к твердым, жидким и газообразным видам топлива. Как они распределены по регионам нашей страны?
2. Чем различаются разные виды топлива?

С

1. Теплотворность газообразного топлива $10\,000\text{ ккал/м}^3$. Какое количество тепла выделится при сгорании 500 л этого газа, если $1\text{ ккал} = 4,18\text{ кДж}$.
Ответ: 20 900 кДж.



2. Пользуясь материалами Интернета и других источников, подготовьте сообщение об авариях на АЭС (Чернобыль, Фукусима).

§21

ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИЕ И ЭНДОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ, ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

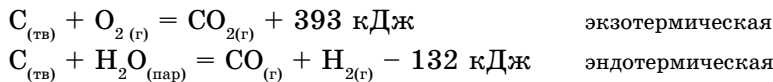


Вспомните о реакциях, где выделяется тепло.

Все химические реакции протекают в различных условиях. Некоторые реакции идут с выделением теплоты, самопроизвольно (например горение бензина, керосина, газа), а некоторые требуют постоянного притока тепла (например, приготовление пищи).

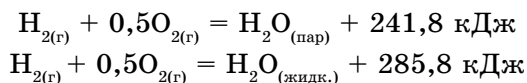
Реакции, идущие с выделением тепла, называются *экзотермическими*, а с поглощением тепла – *эндотермическими* (от греческого *экзо* – внешний, *эндо* – внутренний).

Количество тепла, выделяющегося или поглощающегося при химической реакции, называется *тепловым эффектом*. Единицей его измерения является джоуль (Дж) или килоджоуль (кДж). Уравнения химических реакций, в которых указаны значения тепловых эффектов (Q), называются *термохимическими*. Тепловые эффекты реакций зависят от агрегатного состояния веществ, которое в термохимических уравнениях указывается в скобках.

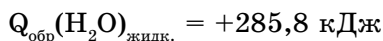


Зная значения тепловых эффектов реакций, можно управлять ходом этих реакций.

Рассмотрим величины теплоты образования 1 моля воды в жидком и газообразном состояниях:



Теплота образования – это тепло, которое выделяется или поглощается при образовании 1 моля сложного вещества из простых веществ:



Из этого примера видно, что величина теплоты образования воды в разных агрегатных состояниях различна. Эти значения даны при **стандартных условиях** ($t = 25^\circ\text{C}$, $p = 101,3 \text{ кПа}$).

Каждое вещество располагает определенным запасом энергии, которая называется *химической энергией*. В химических реакциях она может превращаться в другие виды энергии (тепловую, световую, электрическую и т. д.) всегда в соответствии с законом сохранения и превращения энергии.

Изменение энергии с точки зрения кинетической теории частиц. Химические реакции протекают с выделением или поглощением тепла. А теплота является мерой хаотического движения частиц. Кинетическая теория исследует процессы, происходящие в веществе за счет движений частиц. Эта идея была предложена еще 460–360 лет до н. э. древнегреческим философом Демокритом.

Все вещества до реакции обладают определенным запасом внутренней энергии. А эта энергия складывается из кинетической и потенциальной энергии частиц. Кинетическая энергия обусловлена энергией поступательного, вращательного движения молекул, а потенциальная энергия – силами притяжения и отталкивания частиц.

Химическая реакция происходит за счет разрыва одних связей и образования новых. Происходит перегруппировка частиц, составляющих исходные вещества, что сопровождается выделением или поглощением энергии в виде тепла.



Экзотермическая, эндотермическая реакции, тепловой эффект, теплота образования.

А



1. Чтобы погасить зажженную спичку, мы дуем на нее. Аналогично раздувают угли, чтобы зажечь костер. Объясните почему.
2. Какие этапы процесса горения описывают словами: возгорание, горение, раздувание, тление? Расположите следующие слова в нужной последовательности (по ходу горения): искра, пламя, дым, пепел, уголь.

В

1. Классифицируйте реакции по тепловым эффектам. Определите суммы количеств веществ (в моль) участвующих в реакциях разложения:

$$3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{Q}$$

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

$$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2 + \text{Q}$$

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} - \text{Q}$$

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Q}$$
2. Какие экзотермические и эндотермические реакции вам известны из повседневной жизни?

С

1. Уравняйте схемы реакции, определите реакции, где тепловые эффекты являются для веществ теплотой образования.
 А. $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Q}$
 В. $\text{S} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Q}$
 С. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Q}$
 D. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} - \text{Q}$
 Е. $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Q}$
2. Могут ли тепловые эффекты быть теплотой образования продуктов реакции? Дайте обоснованный ответ.

$$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{Q}$$

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

$$\text{C} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{Q}$$



Лабораторный опыт № 4

Химические реакции, сопровождающиеся изменением энергии

Цель: исследовать химические процессы, которые идут с изменением энергии.

Реактивы	Оборудование
Растворы: гидроксид натрия, соляная кислота, свежеприготовленный осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Стаканы, пробирки, шпатель, термометр, спиртовка, цилиндры (25 мл)

Обратите внимание: Будьте осторожны при работе с растворами кислот и щелочей.

Опыт А. Экзотермические реакции.

Ход работы:

1. Отмерьте в цилиндре по 25 мл растворов гидроксида натрия и соляной кислоты.
2. Измерьте их температуру.
3. Быстро налейте их в химический стакан и отметьте максимальную температуру.

Опыт Б. Эндотермические реакции.

Свежеприготовленный осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ осторожно нагревают на пламени спиртовки.

Вопросы и задания.

1. Назовите тип реакций.
2. Напишите уравнения реакций.

§22

РАСЧЕТЫ ПО ТЕРМОХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

А. Определение количества выделяемого или поглощаемого тепла по массе (количеству, объему) вещества.

1. Если при окислении 1 моль глюкозы в организме человека выделилось 2870 кДж тепла, какое количество тепла выделится при окислении 40 г глюкозы?

① Дано:

$\nu(\text{глюкоза}) = 1 \text{ моль}$

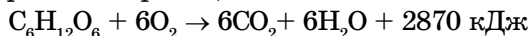
$Q_{\text{реакц.}} = 2870 \text{ кДж/моль}$

$m(\text{глюкозы}) = 40 \text{ г}$

Найти: $Q_1 - ?$

Решение:

② Уравнение реакции



$\nu, \text{ моль} \quad 1$

$M, \text{ г/моль} \quad 180$

$m, \text{ г} \quad 180$

③ 180 г глюкозы: 2870 кДж = 40 г глюкозы : x кДж

$x = 637,8 \text{ кДж}$

④ Ответ: 637,8 кДж.

2. Сколько тепла выделится при горении 50 моль ацетилена C_2H_2 ? ($2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2514 \text{ кДж}$)

① Дано:

$\nu(\text{C}_2\text{H}_2) = 50 \text{ моль}$

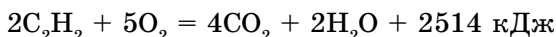
Найти: $Q_1 - ?$

Решение:

② Записываем термохимическое уравнение

реакции горения ацетилена:

50 молей



$\nu, \text{ моль} \quad 2 \quad 5 \quad 4 \quad 2$

③ Составляем пропорцию:

2 моль C_2H_2 : 2514 кДж = 50 моль C_2H_2 : x кДж.

④ Рассчитываем искомое количество теплоты:

$$x = \frac{2514 \cdot 50}{2} = 62\,850$$

⑤ Ответ: $Q_1 = 62\,850 \text{ кДж}$.

В. Определение массы вещества, вступившего в реакцию, по количеству выделившегося или поглощенного тепла.

1. Какая масса карбоната кальция разложилась и сколько образовалось оксида кальция и диоксида углерода, если в результате реакции поглотилось 1064,4 кДж тепла ($\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 - 177,4 \text{ кДж}$)?

① Дано:

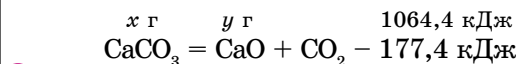
$Q_1 = 1064,4 \text{ кДж}$

Найти:

$m(\text{CaCO}_3, \text{CaO}, \text{CO}_2) - ?$

Решение:

② Термохимическое уравнение реакции:



③ $\nu, \text{ моль} \quad 1 \quad 1$

$M, \text{ г/моль} \quad 100 \quad 56$

$m, \text{ г} \quad 100 \quad 56$

④ По уравнению реакции составим пропорцию:

а) 100 г CaCO_3 : 177,4 кДж = x г CaCO_3 : 1064,4 кДж

$$x = \frac{100 \cdot 1064,4}{177,4} = 600 \text{ г} \quad m(\text{CaCO}_3) = 600 \text{ г}$$

$$6) 100 \text{ г} (\text{CaCO}_3) : 56 \text{ г} (\text{CaO}) = 600 \text{ г} (\text{CaCO}_3) : y \text{ г} (\text{CaO})$$

$$y = \frac{60 \cdot 56}{100} = 336 \text{ г} \quad m(\text{CaO}) = 336 \text{ г}$$

5 По закону сохранения масс можно найти массу углекислого газа:

$$m(\text{CO}_2) = m(\text{CaCO}_3) - m(\text{CaO}) = 600 - 336 = 264 \text{ г}$$

6 Ответ: 600 г CaCO_3 ; 336 г CaO ; 264 г CO_2 .

С. Составление термохимического уравнения реакции по массе реагирующих веществ и по количеству поглощенного или выделившегося тепла.

Составьте термохимическое уравнение реакции, если в результате горения 16 г серы выделилось 148,5 кДж тепла.

1 Дано:

$$m(\text{S}) = 16 \text{ г}$$

$$Q_1 = 148,5 \text{ кДж}$$

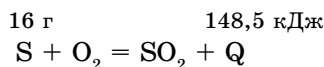
Найти: + Q - ?

Составить

термохимическое
уравнение.

Решение:

2 Составим уравнение реакции:



3 ν, моль 1 -

M, г/моль 32 -

m, г 32 -

4 Составим пропорцию по уравнению реакции.

При сгорании 16 г серы выделяется 148,5 кДж теплоты.

При сгорании 32 г серы выделяется x кДж теплоты.

$$16 \text{ г S} : 148,5 \text{ кДж} = 32 \text{ г S} : x \text{ кДж}$$

$$x = \frac{32 \cdot 148,5}{16} = 297 \text{ кДж}$$

5 Термохимическое уравнение: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 + 297 \text{ кДж}$

6 Ответ: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 + 297 \text{ кДж}$.

А

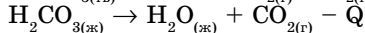
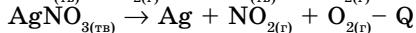
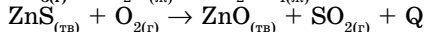
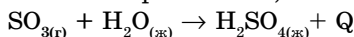


1. Какое количество теплоты выделится при сгорании 32 г метана?



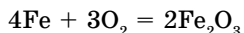
Ответ: $Q_1 = 1784 \text{ кДж}$.

2. Подберите коэффициенты в уравнениях реакций и определите, какие из них экзотермические, а какие – эндотермические.



В

1. Рассчитайте теплоту образования Fe_2O_3 , если при образовании 64 г Fe_2O_3 выделилось 328,88 кДж.



Ответ: $Q = 822,2$ кДж.

2. Термохимическое уравнение взаимодействия аммиака с соляной кислотой: $\text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв})} + 176,93$ кДж. Рассчитайте количество аммиака, вступившего в реакцию, если выделилось 884,65 кДж тепла.

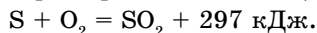
Ответ: 5 моль.

3. При окислении 32 г Cu кислородом выделилось 81,05 кДж тепла. Рассчитайте тепловой эффект реакции ($2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$).

Ответ: 324,2 кДж.

С

1. Сколько тепла выделится при образовании 30 л (н.у.) сернистого газа?



Ответ: 397,77 кДж.

2. Рассчитайте количество тепла, выделившегося при образовании 1 моля оксида фосфора (V), если при сгорании 9,3 г фосфора выделилось 223,8 кДж тепла.

Ответ: 1492 кДж.

3. Рассчитайте количество тепла, выделяемого при сгорании 3,5 кг каменного угля. Уравнение реакции: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 393,5$ кДж.

Ответ: 114 771 кДж.

Словарь по темам «Топливо», «Термохимические реакции»

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	топливо	отын	fuel
2.	виды топлива	отынның түрлері	types of fuel
3.	теплотворность	отынның жылу белгіштігі	thermal conductivity
4.	тепловой эффект	жылу эффектiсi	heat effect
5.	теплота образования	түзілу жылуы	heat of formation
6.	экзотермические реакции	экзотермиялық реакция	exothermic reactions
7.	эндотермические реакции	эндотермиялық реакция	endothermic reactions
8.	термохимические уравнения	термохимиялық теңдеулер	thermochemical equations

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Реакции, идущие с выделением тепла, называются экзотермическими, а с поглощением – эндотермическими.
2. Термохимические уравнения – это химические уравнения, в которых указаны значения тепловых эффектов (Q).
3. Теплота образования – это тепло, которое выделяется или поглощается при образовании 1 моль сложного вещества из простых веществ.

Глава VII.

ВОДОРОД. КИСЛОРОД И ОЗОН

§23

ВОДОРОД. ПОЛУЧЕНИЕ, ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА И ПРИМЕНЕНИЕ



Вспомните: водород – элемент (H), водород – простое вещество (H₂)

Общая характеристика водорода. Водород является первым элементом в Периодической системе Д. И. Менделеева. Химический знак элемента – H (читается «аш»). Водород – неметалл, имеет 1 протон и 1 электрон. Электронная формула: $1s^1$, s-элемент. Относительная атомная масса $A_r(\text{H}) = 1,008$, это самый легкий химический элемент. Водород в соединениях всегда **одновалентен**, он встречается в виде трех изотопов: ^1_1H – протий, ^2_1H – дейтерий (D), ^3_1H – тритий (T) (рис. 21).

Открытие. Английский ученый Г. Кавендиш в 1766 г. получил водород действием цинка на растворы серной и соляной кислот. Ученый подробно исследовал свойства водорода, наблюдая его поведение на воздухе, и новому газу дал название «горючий воздух». А в 1783 г. французские ученые А. Лавуазье и Ж. Менье осуществили термическое разложение воды и установили, что вода состоит из кислорода и водорода. Современное название водороду дал французский химик А. Титон де Морво в 1787 году. Он предложил название *hydrogenium*, означающее «рождающий воду». Тот же смысл заключается в казахском и русском названиях.

Физические свойства. Водород – простое вещество, состоит из двухатомных молекул H₂. Относительная молекулярная масса $M_r(\text{H}_2) = 2$, $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль. Водород – бесцветный, без запаха, самый легкий газ из всех газообразных веществ при (н.у.) ($\rho = 0,09$ г/л). Температура кипения равна – 252,76°С, температура плавления равна – 259,2°С. Легче воздуха в 14,5 раз, малорастворим в воде. В 100 объемах воды при температуре 20°С растворяется 2 объема водорода.

Нахождение в природе. Водород – самый распространенный химический элемент во Вселенной, главная составная часть Солнца и большинства звезд. На Земле он находится только в связанном состоянии. В земной коре

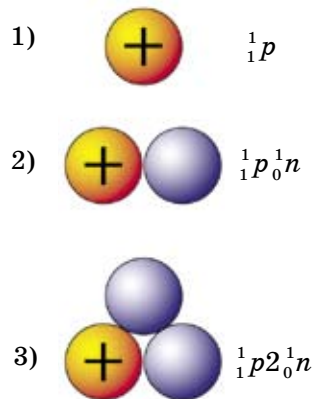


Рис. 21. Ядра изотопов водорода:
1 – протий; 2 – дейтерий;
3 – тритий



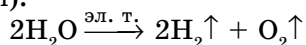
Г. Кавендиш
(1731–1810)



Рис. 22. Применение водорода

на долю водорода приходится 92% от количества всех атомов. Его массовая доля составляет 1,4%, а в космосе – 63%. Он входит в состав воды, нефти, природного газа, каменного угля, а также в состав живых организмов. По распространенности на Земле водород занимает 9-е место. С применением водорода можете ознакомиться по рис. 22.

Получение в промышленности. В промышленности водород получают электролизом из самого распространенного вещества – воды (рис. 23); а также из углеводородов (метан).



Массовая доля водорода в воде: $\omega(\text{H}) = 11\%$

Существуют и другие методы получения водорода для промышленных целей, вы будете изучать их позднее.

а)



б)

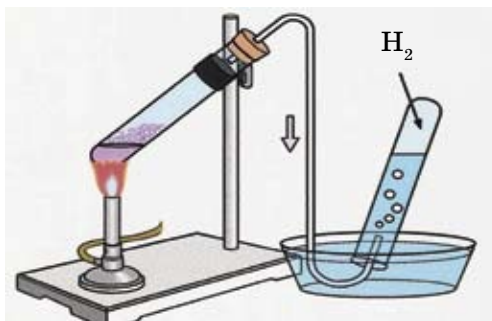
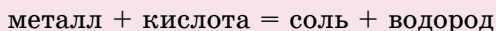


Рис. 23. Прибор для разложения воды электрическим током (а);
получение водорода в лаборатории (б)

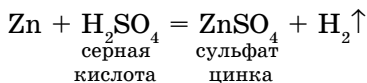
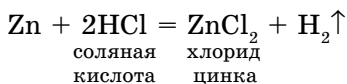
Получение в лаборатории.

В лабораторных условиях водород получают взаимодействием таких металлов как Fe, Zn, Mg и др. с растворами кислот. Обычно используют цинк и раствор соляной или серной кислоты (рис. 23).

Один и тот же металл вытесняет из разных кислот водород. Следовательно, можно сделать вывод: в состав кислот входят атомы водорода, которые замещаются на атомы металла.



Для проведения вышеуказанной реакции в пробирку помещают 2–3 гранулы цинка. Через воронку наливают раствор соляной либо серной кислоты и закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой. При этом протекают реакции замещения:



Полученный водород можно собрать двумя способами:

а) методом вытеснения воздуха в перевернутую вверх дном пробирку, так как водород легче воздуха в 14,5 раз.

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_{(\text{воздуха})}}{M_{(\text{H}_2)}} = \frac{29}{2} = 14,5$$

б) методом вытеснения воды, так как водород плохо растворим в воде. После того как пробирка наполнится газом, ее закрывают стеклянной пластинкой и подносят к горелке. Если водород чистый, без воздуха, то он

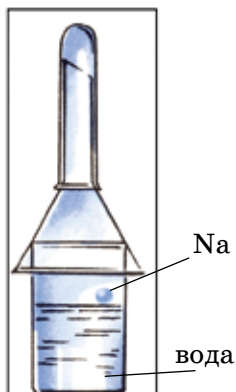
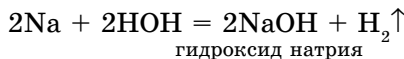


Рис. 24. Получение водорода из воды

сгорает спокойно, будет слышен лишь слабый хлопок. А если он загрязнен воздухом, то произойдет взрыв (безопасный). Этот способ называется *проверкой водорода на чистоту*.

Такие металлы, как литий, калий, натрий, кальций, барий могут вытеснить водород из воды (рис. 24).



Реакции идут очень энергично, но эти металлы обычно не используются, так как это экономически невыгодно и небезопасно.

В химических лабораториях для многократного получения газов (H_2S , CO_2), в том числе и водорода, используют прибор автоматического действия – аппарат Киппа (рис. 25). Это стеклянный прибор, состоящий из двух частей: шарообразного сосуда (1) с краном (5) и шарообразной воронки (2), конец которой на 1–2 см не доходит до дна сосуда.

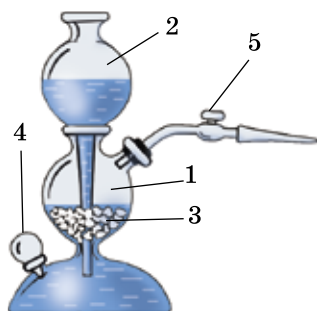


Рис. 25.
Аппарат Киппа

На дно стеклянного шара (1) помещают кусочки мрамора, металла и другие вещества. Воронка вставляется в сосуд герметично. Нижний полушар с краном (4) закрыт пробкой.

При зарядке аппарата для получения водорода в сосуд прибора через средний шар помещают твердое вещество (Zn). Затем закрывают пробкой с газоотводной трубкой (5) и при открытом кране (5) вливают в воронку раствор кислоты. Кислота поступает в нижнюю часть прибора, затем поднимается в средний шар, и начинается химическая реакция, выделяется газ. Как только кислота покроет твердое вещество, кран (5) закрывают. После этого кислота под давлением образовавшегося газа вытесняется в нижнюю часть прибора и в воронку, реакция прекращается. Аппарат начинает действовать при открытии крана (5).

Запомните! При опытах с водородом нельзя поджигать водород, не проверив его на чистоту, иначе внутри прибора может произойти взрыв. Это очень опасно!



Водород.

А



1. Расскажите о распространении водорода в природе.

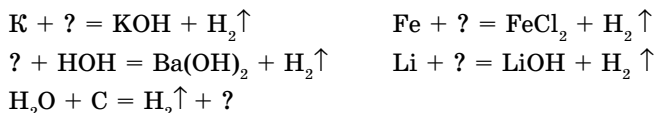
2. Какие правила техники безопасности необходимо соблюдать при работе с водородом?
3. Опишите принцип работы аппарата Киппа.
4. Назовите лабораторные способы получения водорода, напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Напишите уравнения реакций магния с соляной и серной кислотами.

В

1. Рассчитайте число молекул и количество вещества 50 г водорода.

Ответ: $1,5 \cdot 10^{25}$ молекул; 25 молей.

2. Перепишите приведенные схемы уравнений реакций, вставив вместо вопросительного знака формулы соответствующих веществ, и расставьте коэффициенты.



3. Рассчитайте объем водорода (н. у.), который может выделяться при взаимодействии 11,2 г железа с соляной кислотой.

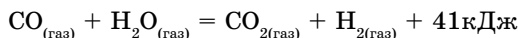
Ответ: 4,48 л.

4. Какая масса водорода выделится при взаимодействии 7,8 г калия с водой?

Ответ: 0,2 г.

С

1. Рассчитайте количество тепла, которое может выделиться при образовании 67,2 л (н. у.) водорода по термохимическому уравнению:



Ответ: 123 кДж.

2. Сколько моль водорода образуется при взаимодействии 160 г железных опилок с соляной кислотой?

Ответ: 2,86 моль.

3. Рассчитайте относительную плотность неизвестного газа по водороду, если его относительная плотность по воздуху составляет 2,21.

Ответ: 32.

§24 | ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДОРОДА

Взаимодействие водорода с простыми веществами. В обычных условиях водород (H_2) является устойчивым соединением.

1. При нагревании взаимодействует с некоторыми простыми веществами:



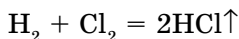
Рис. 26.

Проверка водорода на чистоту

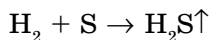


Для проведения этой реакции берут толстостенную пробирку, на стенках которой отмечены объемы, набирают 1 объем кислорода и 2 объема водорода и обертывают полотенцем для безопасности. При поднесении горящей лучинки к отверстию пробирки происходит взрыв. Водород активно взаимодействует с кислородом с выделением тепла (рис. 26). Взрыв происходит при $V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 1$, поэтому смесь в таком соотношении газов называют *гремучим газом*.

2. При взаимодействии водорода с хлором образуется хлороводород с резким запахом, который раздражает слизистую оболочку дыхательных путей (рис. 27).



3. При пропускании через нагретую серу водород образует газ с неприятным запахом тухлых яиц – сероводород.



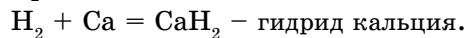
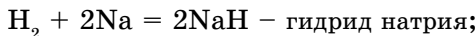
Соединениям водорода с неметаллами дают названия по следующему принципу: название неметалла + соединительная гласная *о* + слово «водород». Например:

HCl – хлороводород;
 H_2S – сероводород;
 HF – фтороводород;
 HBr – бромоводород.

Кроме того, некоторые соединения водорода имеют старинные (тривиальные) названия:

H_2O – вода, NH_3 – аммиак, CH_4 – метан, SiH_4 – силан и др.

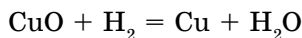
4. При взаимодействии водорода с металлами образуются твердые вещества – бинарные соединения, называемые гидридами.



Названия соединений металлов с водородом: гидрид + название металла в родительном падеже. К примеру, AlH_3 – гидрид алюминия.

Взаимодействие водорода со сложными веществами.

При пропускании водорода через нагретый оксид меди (II) (порошок черного цвета) образуется порошок красного цвета (Cu) – металлическая медь:



черного красного
цвета цвета

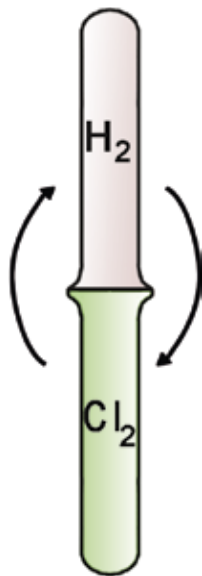


Рис. 27.

Получение
хлороводорода

Водород – экологически чистое топливо, при его горении образуется природное соединение H_2O . Человечество заинтересовано в развитии водородной энергетики.

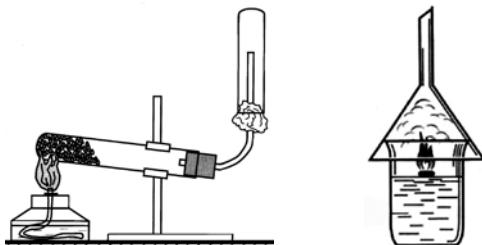
А



1. Напишите известные вам уравнения реакций. На каких свойствах водорода основано его применение в этих процессах?
2. Напишите уравнения реакций восстановления водородом оксидов вольфрама (VI) и свинца (II).



3. Почему при получении металлов применяют водород?
4. В каком из этих приборов можно собрать водород? Почему?



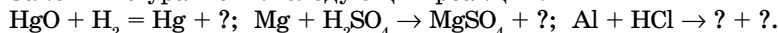
5. В двух герметично закрытых пробирках находятся водород и кислород. Как можно их обнаружить?

В

1. Сколько граммов водорода потребуется для восстановления 44,6 г PbO ?

Ответ: 0,4 г H_2 .

2. Закончите уравнения следующих реакций:



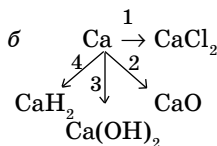
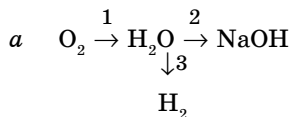
3. Какая масса водорода выделится при взаимодействии 5,4 г алюминия с соляной кислотой (HCl)? Сколько образуется воды при взаимодействии полученного водорода с кислородом?

Ответ: 0,6 г H_2 ; 5,4 г H_2O .

С



1. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



2. Сколько граммов оксида меди (II) можно восстановить водородом, объем которого равен 4,48 л (н. у.)?

Ответ: 16 г.

3. Сколько граммов водорода необходимо для восстановления 4 кг оксида меди (II)?

Ответ: 100 г H_2 .



Практическая работа № 2

Получение водорода и изучение его свойств

Цель: знать свойства водорода как восстановителя и уметь получить его.

Реактивы	Химическая посуда и оборудование
Zn, H ₂ SO ₄ (1:5), H ₂ O, HCl (разб.)	Штатив, пробирка, пробирка с газоотводной трубкой, спиртовка, спички, кристаллизатор

1. Соберите прибор, как показано на рисунке 23, б (с. 79), и проверьте его на герметичность.

2. В пробирку поместите 3 гранулы цинка, через воронку налейте раствор соляной кислоты и плотно закройте пробкой с газоотводной трубкой.

3. Водород соберите в перевернутую вверх дном пробирку методом вытеснения воды либо воздуха. Как только пробирка наполнится газом, закройте ее стеклянной пластинкой и поднесите к пламени спиртовки. Что при этом наблюдается?

Вопросы и задания.

1. Почему водород собирают в перевернутую вверх дном пробирку?
2. Напишите уравнение реакции получения водорода.
3. Как практически определяют чистоту выделившегося водорода?
4. Напишите уравнение реакции горения водорода на основе проведенного опыта.

ДЕЛАЕМ ВЫВООДЫ

1. Водород – самый легкий элемент, имеет три изотопа: протий, дейтерий, тритий.

2. По валентности (I) водорода определяют валентность других элементов.

3. По водороду (H₂) определяют относительные плотности газов (D_{H₂}(X)).

4. Водород вступает во взаимодействие: а) со многими неметаллами, образуя летучие водородные соединения; б) химически активными металлами, образуя гидриды; в) с некоторыми оксидами.



Вспомните: кислород – элемент (O), кислород – простое вещество (O₂), воздух

В виде простого вещества кислород входит в состав воздуха, что впервые установил в 1770 г. шведский химик **К. Шееле**. Объемное содержание кислорода в воздухе 21%. Эта величина (округлена до 20%) часто используется при решении задач. В земной коре в составе химических соединений содержится около 49% кислорода. Это видно из формул следующих природных соединений: H₂O – вода, SiO₂ – песок, Al₂O₃ · 2SiO₂ · nH₂O – глина, CaCO₃ – мрамор и т. д. Кислород входит также в состав важнейших органических соединений живых организмов: белков, липидов, углеводов и др.



Карл
Вильгельм
Шееле
(1742–1786)

В Периодической таблице Д. И. Менделеева кислород находится на 8-м месте, химический знак – O (oxygenium). Относительная атомная масса – 16. Кислород в соединениях проявляет валентность II.

Строение атома кислорода: (+8) 2) 6, 1s²2s²2p⁴, p-элемент.

В воздухе содержится, кроме кислорода, азот – 78%; примерно 1% составляют инертные газы (гелий, неон, аргон и др.), что было установлено учеными в конце XIX века. Это постоянные компоненты воздуха. Есть и переменные компоненты – загрязняющие газы, состав которых зависит от местных условий (≈ 1%). К ним относятся углекислый газ и водяные пары. Таким образом, воздух является смесью газов.

$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$; $M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$.

$M(\text{возд.}) = 32 \cdot 0,21 + 28 \cdot 0,78 = 28,56 \approx 29 \text{ г/моль}$.

Массовая доля кислорода в воздухе – 23%. Запас кислорода в воздухе $1,5 \cdot 10^{15} \text{ т}$, из них $1 \cdot 10^{10} \text{ т}$ расходуется на горение.

Количество кислорода в воздухе все время уменьшается под влиянием различных техногенных факторов, которые зависят от хозяйственной ориентации каждого конкретного региона. В то же время содержание кислорода в воздухе пополняется за счет процесса фотосинтеза, который идет непрерывно, поэтому состав воздуха остается примерно постоянным (рис. 28).



Экологическая обстановка в нашей республике, в первую очередь в промышленных городах, ухудшается из года в год (Усть-Каменогорск,

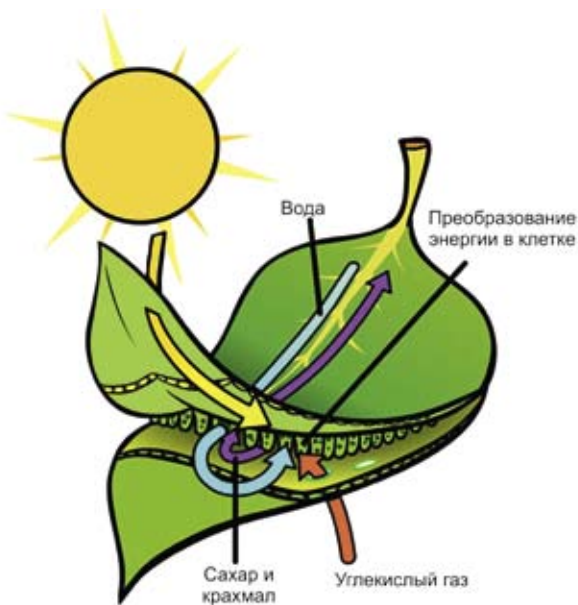


Рис. 28. Процесс фотосинтеза и дыхания

Павлодар, Тараз, Шымкент, Караганда, Текели и т. д.). Усиливает этот процесс и увеличение количества автомобилей.

До некоторого предела переменные компоненты воздуха не влияют на окружающую среду. Это количество называется предельно допустимой концентрацией (ПДК). Если содержание вредных примесей превышает ПДК, появляется опасность отравления и т. п. Организм человека чувствует снижение концентрации кислорода более чем на 1%.

Ученые всего мира упорно работают над созданием новейших экологически чистых технологий, ведь воздух определяет саму возможность жизни на Земле.

Вам уже знакомы реакции окисления – процессы взаимодействия простых и сложных веществ с кислородом.

Как химический элемент кислород образует два простых вещества: O_2 – кислород и O_3 – озон.

Из курса биологии вы уже знаете, что в процессе фотосинтеза растения поглощают углекислый газ и выделяют кислород, которым мы дышим. Растения являются «легкими» планеты. Поэтому не случайно в народе говорят: «Каждый должен вырастить хотя бы одно дерево». В последние годы в Казахстане по программе «Жасыл ел» ежегодно высаживают несколько сотен тысяч саженцев. Например, Астана окружена несколькими «зелеными поясами». Их площадь достигла 78 тыс. гектаров. Эти меры способствуют улучшению состава воздуха.

1. Физические свойства.

Кислород O_2 – бесцветный газ, без вкуса и запаха, температура кипения – 183°C , плотность 1,43 г/л, тяжелее воздуха. Малорастворим в воде: в 1 л воды при нормальных условиях растворяется 0,04 г кислорода (табл. 9).

Таблица 9. Сравнительная характеристика физических свойств водорода и кислорода

№	Свойства газов	Кислород (O_2)	Водород (H_2)
1	Запах, цвет	Без запаха, без цвета	Без запаха, без цвета
2	Молярная масса, M , г/моль	32	2
3	Растворимость в воде (20°C)	$100V(H_2O) : 3V(O_2)$	$100V(H_2O) : 2V(H_2)$
4	Относительная плотность по воздуху	$D_v = \frac{32}{29} = 1,1$	$D_v = \frac{2}{29} = 0,069$
5	Температура кипения, $^\circ\text{C}$	-183°C	-253°C
6	Плотность при н. у., г/л	$\rho (O_2) = 1,43$	$\rho (H_2) = 0,09$
7	Отношение к горению	Поддерживает горение	Горит

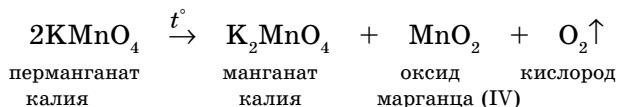
ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА

Промышленный способ получения кислорода заключается в сжижении воздуха при низких температурах и его перегонке. Вначале из жидкого воздуха отгоняют газообразный азот (его температура кипения ниже, чем у кислорода). В жидком состоянии остается почти чистый кислород. Его хранят в баллонах голубого цвета, так как жидкий кислород имеет светло-голубой цвет (рис. 29).

Лабораторные способы получения кислорода основаны на реакциях разложения некоторых богатых кислородом веществ.

1. Разложение перманганата калия.

В сухую пробирку насыпаем немного вещества и, закрыв пробирку пробкой с газоотводной трубкой, осторожно нагреваем. При этом протекает химическая реакция:



2. Каталитическое разложение пероксида водорода (рис. 30).

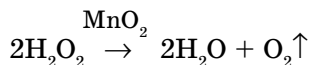




Рис. 29. Применение кислорода

Тлеющей лучинкой проверяем наполненность пробирки кислородом. Если ее поднести к отверстию трубки, она вспыхнет.

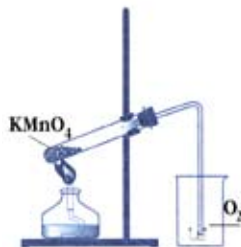
3. Каталитическое разложение хлората калия.

Для ускорения этой реакции добавляем к хлорату немного оксида марганца (IV) и нагреваем. Вещества, ускоряющие реакцию и при этом не расходующиеся, называются *катализаторами*.



Рис. 30. Получение кислорода разложением пероксида водорода

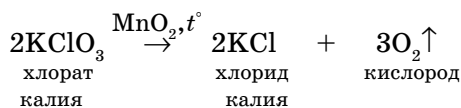
а)



б)



Рис. 31. Собираение кислорода:
а) методом вытеснения воздуха; б) методом вытеснения воды

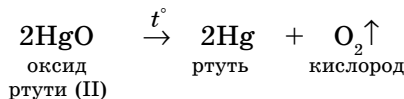


Выделившийся кислород можно собрать двумя способами:

- 1) вытеснением воздуха, так как кислород тяжелее (рис. 31, а);
- 2) вытеснением воды, т. к. он плохо растворяется в воде (рис. 31, б).

$$M_r(\text{O}_2) = 32 \quad M_r(\text{возд.}) = 29.$$

В 1774 г. английский ученый **Д. Пристли** получил кислород *разложением оксида ртути (II)*:

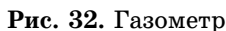


Для хранения газов в лабораториях используют **газометр** (рис. 32). Газометр состоит из сосуда и большой воронки, конец которой немного не доходит до дна сосуда. Воронка, снабженная краном, вставляется в сосуд на шлифе, обеспечивающем герметичность прибора. Перед наполнением газометра газом воздух из него вытесняют водой. Для этого открывают краны 1 и 2. Через воронку 3 вливают воду и доверху заполняют ею газометр. Затем закрывают оба крана, вынимают пробку из тубуса 4 и вводят в газометр конец газоотводной трубки от прибора для получения газа. Газ поступает в газометр, вытесняя из него воду, которая выливается в стеклянную ванну или раковину. После наполнения газометра газом закрывают нижнее отверстие 4 пробкой и наливают воду в воронку 3. Для выпуска газа из газометра открывают кран 1 и слегка – кран 2. При этом вода из воронки поступает в сосуд и вытесняет из него газ, который выходит через газоотводную трубку и может быть направлен в сосуд-приемник.

В газометре можно хранить газы, малорастворимые в воде и не взаимодействующие с ней. Взрывоопасные газы нельзя хранить в газометре.



Джозеф Пристли
(1733–1804)



1. Рассчитайте массовую долю кислорода в следующих соединениях: H_2O , KMnO_4 , KClO_3 , H_2O_2 , HgO .
2. Расставьте коэффициенты в приведенных уравнениях реакций и укажите, к какому типу относится каждая из них:
$$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$$
$$\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$$
$$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
3. Определите валентность элементов в оксидах: PbO_2 , SnO , B_2O_3 , SiO_2 , Li_2O , Cl_2O_7 , CrO_3 .
4. Какие вещества называются катализаторами?

1. Определите массовую долю кислорода в следующих веществах: Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , B_2O_3 .
2. Какое из этих соединений богаче кислородом?
 - а) P_2O_3 или P_2O_5 ;
 - б) оксид углерода (II) или (IV);
 - в) HNO_2 или HNO_3 ;
 - г) Na_2CO_3 или NaHCO_3 .
3. В какой массе оксида фосфора (P_2O_5) содержится 9,3 г фосфора?

Ответ: 21,3 г.
4. Рассчитайте массы соединений, содержащих 0,5 моль кислорода: Al_2O_3 , H_2SiO_3 , NaOH , Na_2SO_4 .
5. Составьте эссе на тему «Применение кислорода» по рис. 29.

Ответ: 21,3 г.

C

1. Сколько граммов хлората калия (KClO_3) необходимо для получения 0,672 л кислорода (н.у.)?

Ответ: 2,45 г.

2. Вычислите массу воды, образовавшейся при взаимодействии 40 г CuO с водородом.

Ответ: 9 г.

3. Определите формулы веществ, если массовые отношения элементов в них таковы:

$$m(\text{P}) : m(\text{O}) = 31 : 40$$

$$m(\text{Na}) : m(\text{C}) : m(\text{O}) = 23 : 6 : 24$$

$$m(\text{H}) : m(\text{N}) : m(\text{O}) = 1 : 14 : 48$$

4. Какой объем кислорода (н.у.) образуется при разложении перманганата калия массой 4,74 г?

Ответ: 0,336 л.



5. Сравните свойства кислорода и водорода, используя таблицу 9.



Демонстрация №4

Разложение пероксида водорода

Опыт проводит учитель, учащиеся наблюдают, делают выводы.

Цель: Уметь получать кислород и собирать двумя способами.

Реактивы	Оборудование
H_2O_2 – пероксид водорода (3%-ный раствор), MnO_2 – оксид марганца (IV)	Штатив, пробирки, цилиндр, кристаллизатор, лучинка, стеклянная пластинка, спички, пробка, спиртовка, термостойкий стакан.

1. Закрепите вертикально в зажиме штатива термостойкую пробирку.

2. В пробирку наберите немного раствора пероксида водорода и всыпьте в пробирку заранее приготовленного порошка диоксида марганца.

3. Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Затем пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой. Опыт можно провести в термостойком стакане (рис. 33).



Собирание выделяющегося газа

Цилиндр, предназначенный для собирания газа, предварительно заполните водой, закройте стеклянной пластинкой и пробкой, опустите вниз отверстием в кристаллизатор, в который налита вода и откройте отверстие цилиндра (рис. 30).

Проверьте наполненность сосудов кислородом.

Вопросы и задания.

- По каким признакам вы судите о прохождении реакции?
- На каких свойствах кислорода основаны способы его собирания?

Рис. 33. При разложении H_2O_2 выделяется кислород, что можно доказать с помощью тлеющей лучинки. Что происходит?

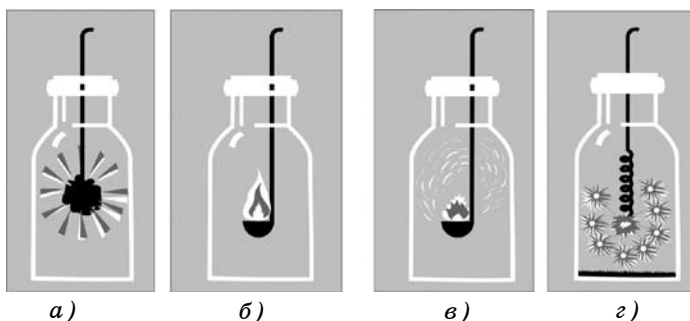


Рис. 34. Горение в кислороде: а) углерода; б) серы; в) фосфора; г) железа

3. Какую роль играет диоксид марганца?

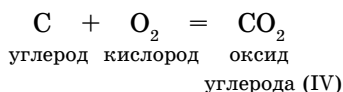
4. Напишите уравнение реакции.

§26 | ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

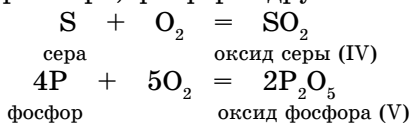
Химические свойства. При нагревании кислород взаимодействует со многими веществами.

Этот процесс называется горением и сопровождается выделением тепла и света.

Взаимодействие с простыми веществами. Если бросить кусочек тлеющего угля в пробирку с кислородом, то он раскаляется и сгорает (рис. 34, а).



В кислороде также горят сера, фосфор и другие неметаллы (рис. 34, б, в).



Фосфор горит очень интенсивно (рис. 35). За считанные секунды колба наполняется белым дымом, на стенках колбы оседает оксид фосфора (V).



Рис. 35. Горение фосфора протекает очень интенсивно.

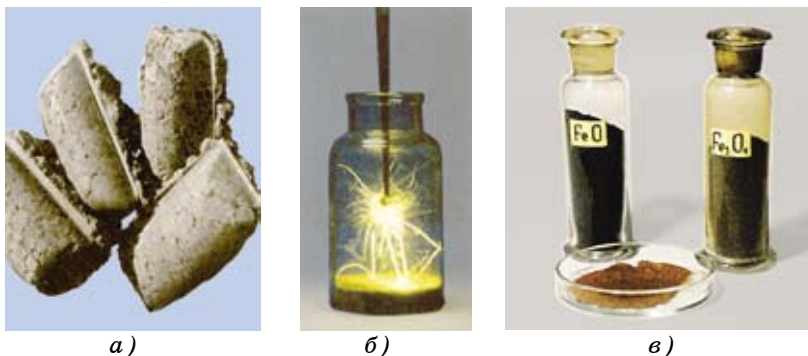
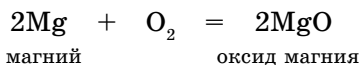
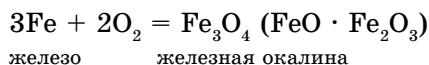


Рис. 36. а) железо; б) горение железа; в) соединения железа

Некоторые металлы также взаимодействуют с кислородом с образованием оксидов. Держа щипцами зажженную ленту магния, поместим ее в сосуд с кислородом. Магний горит светящимся пламенем. (Нельзя долго смотреть на горящий магний, это вредно для глаз.)



Раскаленный уголек поместим на кончике железной проволоки, прикрепленной к лучинке, и опустим в пробирку с кислородом. При этом загорятся и лучинка, и уголь, и даже железо (рис. 36):



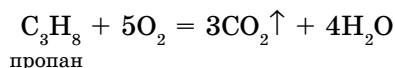
Горение железа сопровождается треском и «фейерверком» искр – расплавленных капель железной окалины.

При взаимодействии простых веществ – металлов и неметаллов – с кислородом образуются оксиды.

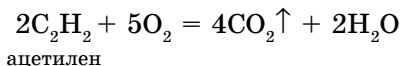
Оксидами называются сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых кислород. Химические реакции между кислородом и другими веществами называются реакциями окисления.

Названия оксидов образуются с помощью слова «оксид» и соответствующего названия элемента с указанием в скобках переменной валентности. Например, SO_2 – оксид серы (IV), SO_3 – оксид серы (VI). По международной номенклатуре в названии оксида греческими числительными указывается количество атомов элементов. Например, CO – монооксид углерода, CO_2 – диоксид углерода, MnO_2 – диоксид марганца, Mn_2O_7 – гептаоксид димарганца.

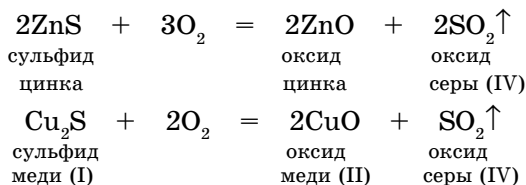
Взаимодействие со сложными веществами. Некоторые сложные вещества также взаимодействуют с кислородом с образованием оксидов. Например, при горении пропана, который входит в состав природного газа, протекает следующая реакция:



При автогенной сварке и резке металлов горит ацетилен:



В металлургии в обжиговых печах протекают реакции окисления обогащенных руд:



Реакции взаимодействия простых и сложных веществ с кислородом называются реакциями окисления.

Таблица 10. Сравнительная характеристика химических свойств кислорода и водорода

Вещество Роль в химических реакциях	Кислород (O ₂)	Водород (H ₂)
С металлами	Оксиды Na ₂ O, CaO	Гидриды NaH, CaH ₂
С неметаллами	Оксиды CO ₂ , SO ₂ , P ₂ O ₅	Соединения H ₂ O, HCl, H ₂ S
Химическая активность	Высокая, вступает во взаимодействие при обычных условиях	Ниже, чем у кислорода, реакции идут при нагревании

А



1. Назовите признаки реакции горения.
2. Можно ли «переливать» кислород из одного сосуда в другой?
3. Объясните принцип работы газометра.
4. На каких свойствах кислорода основаны способы его собирания?

В

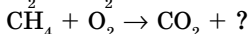
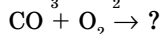
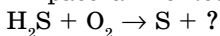
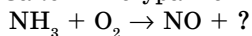
1. Дайте названия по международной номенклатуре следующих оксидов: SnO, SnO₂, SO₂, SO₃, CrO, Cr₂O₃, PbO, PbO₂.
2. Во сколько раз молекула озона тяжелее кислорода и водорода?
3. Вычислите массовую долю кислорода в составе песка (SiO₂).



4. Сравните химические свойства кислорода и водорода, используя таблицу 10.

С

1. Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



Как называются реакции с участием кислорода? Чем является кислород: окислителем или восстановителем?

2. Определите массу и количество вещества кислорода, который выделится при разложении 24,5 г хлората калия KClO_3 .

Ответ: 9,6 г; 0,3 моль.

3. Одинаковы ли будут массы кислорода, образовавшегося при разложении 5 моль следующих веществ: KClO_3 , KMnO_4 , H_2O_2 , HgO ? Ответ подтвердите расчетами.

§27 | ОЗОН

Кислород в природе встречается в виде двух простых веществ: кислорода O_2 и озона O_3 (от греческого *озон* – «пахнущий»). Озон образуется во время грозы при электрическом разряде из атмосферного кислорода (табл. 11). Превращение кислорода в озон выражается следующим уравнением реакции:

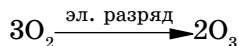


Таблица 11. Сравнительная характеристика кислорода и озона

Кислород (O_2)	Озон (O_3)
Газ без запаха и цвета, чуть тяжелее воздуха. Плохо растворим в воде (при 20°C в 100 объемах воды растворяется 3 объема, а при 0°C – 5 объемов кислорода). Участвует в процессах дыхания, горения, окисления и гниения.	Газ с характерным запахом свежести, голубоватого цвета, плохо растворим в воде, тяжелее воздуха в 1,655, а кислорода – в 1,5 раза. Озон – химически активное вещество, обладает бактерицидными и отбеливающими свойствами, что объясняется выделением атомарного кислорода при реакции: $\text{O}_3 \leftrightarrow \text{O}_2 + \text{O}$. При концентрации $10^{-5}\%$ становится ядовитым.

Явление образования нескольких простых веществ одним элементом называется аллотропией (рис. 37). Разные простые вещества, образованные

Аллотропные модификации кислорода



Рис. 37. Кислород и озон

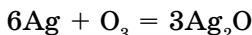
одним и тем же химическим элементом, называются аллотропными видоизменениями (модификациями).

Формула озона O_3 , относительная молекулярная масса 48, температура кипения -112°C , температура плавления -193°C , в жидком состоянии цвет темно-синий, а в твердом – от синего до темно-фиолетового. Этот газ был

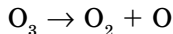
впервые обнаружен голландским химиком Мартином фон Меррумом (1785).

Химические свойства озона.

Озон химически более активен, чем кислород, и может окислять благородные металлы: золото, серебро, платину:



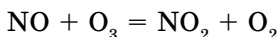
Активность озона обусловлена его разложением на молекулярный и атомарный кислород:



Этим же объясняется свежесть воздуха после грозы в сосновом бору. Атомарный кислород – более сильный окислитель, чем молекулярный. Данное свойство применяется при обеззараживании питьевой воды и при отбеливании ткани, бумаги, соломы и т. д. Применение озона при обеззараживании вместо хлора экологически более выгодно. Озон, окисляя примеси сточных вод, превращается в кислород.

В верхних слоях атмосферы на высоте 25 км над землей (в стратосфере) образуется *тонкий слой озона*, который защищает Землю от чрезмерной дозы ультрафиолетовых лучей (УФО) Солнца (рис. 38). Этот слой разрушается под воздействием различных факторов («озоновые дыры»). Например, при запуске ракетносителя космического корабля, а также двигатели самолетов выбрасывают в верхние слои атмосферы определенную массу оксидов азота (II).

Оксид азота (II) вступает в реакцию с озоном:



Это приводит к всевозможным природным катаклизмам (глобальное потепление, таяние ледников и айсбергов, цунами, тайфуны, сели, торнадо и т. д.).



Рис. 38. Озон защищает Землю от ультрафиолетового излучения

А



1. Приведите примеры процессов, происходящих с участием кислорода (горение, гниение, брожение).
2. Назовите источники загрязнения атмосферного воздуха в вашем регионе.
3. Обоснуйте необходимость «зеленых поясов» вокруг больших городов и крупных промышленных заводов.

В

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых получают кислород в лаборатории.
2. Напишите формулы оксидов следующих элементов:
P(III, V), N(II, IV), Cl(I, III, V, VII).
3. Рассчитайте относительную плотность озона по воздуху и по водороду.

С

1. Кислород составляет 65% массы вашего тела. Рассчитайте массу кислорода в вашем организме.
2. Каким веществом – кислородом или озоном – быстрее окисляется благородный металл серебро? Почему?



Практическая работа № 3

Получение кислорода и изучение его свойств

Цель: учащиеся самостоятельно проводят работу, изучают свойства кислорода. Знать свойства кислорода как окислителя.

Реагенты	Оборудование, посуда
Пероксид водорода, диоксид марганца (MnO_2) – катализатор, лента магния, сера, индикаторы: метилоранж, фенолфталеин; вода.	Большие пробирки или стаканы, спиртовки, спички, лучинка, штатив, пробка с газоотводной трубкой. Скрепки или большие пробирки для собирания газа – кислорода, железная ложка, железные щипцы.

Ход работы

1. Соберите прибор по рис. 30 (с. 88).
2. В колбу наберите немного раствора пероксида водорода с помощью капельной воронки.
3. Всыпьте в колбу заранее приготовленный диоксид марганца. Затем колбу закройте пробкой с газоотводной трубкой. Что наблюдаете?
4. Соберите выделившийся кислород в большие пробирки.
5. В железную ложку положите небольшой кусочек серы, зажгите его в пламени спиртовки и внесите в сосуд с кислородом, постепенно опуская ложечку.

6. После сжигания серы влейте в сосуд немного воды, закройте сосуд и хорошо взболтайте, затем подействуйте индикатором – метилоранжем.

Вопросы и задания.

1. Напишите уравнения реакций. Определите типы реакций.
2. Назовите признаки протекания реакций.
3. Как доказана природа продуктов реакций? Дать обоснованный ответ.

Словарь по темам «Топливо», «Водород, кислород, озон»

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	водород	сутегі	hydrogen
2.	протий (${}^1_1\text{H}$)	протий (${}^1_1\text{H}$)	protius
3.	дейтерий (D)	дейтерий (D)	deuterium
4.	третий (T)	третий (T)	tritium
5.	восстановление	тотықсыздану	reduction
6.	кислород	оттегі	oxygen
7.	озон	озон	ozon
8.	окисление	тотығу	oxidation
9.	оксиды	оксидтер	oxides
10.	метод вытеснения воды	суды ығыстыру әдісі	water displacement method
11.	метод вытеснения воздуха	ауаны ығыстыру әдісі	air displacement method

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Кислород – самый распространенный в природе элемент. Он встречается в виде двух аллотропных модификаций: кислород (O_2) и озон (O_3).
2. С участием кислорода идут процессы медленного окисления, горения, гниения, брожения.
3. Явление образования нескольких простых веществ одним элементом называется **аллотропией**.
4. Кислород вступает в реакцию с металлами, неметаллами и сложными веществами.

Глава VIII

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

§28

СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ



Ядро, электроны, электронная формула



Д. И. Менделеев
(1834–1907)

Периодическая система Д. И. Менделеева состоит из семи периодов. Обозначаются они арабскими цифрами.

Периодами называются горизонтальные ряды элементов, расположенные по возрастанию их атомных масс. Начинаются периоды со щелочных металлов и заканчиваются инертными газами.

В соответствии с современными научными представлениями о структуре атома Периодический закон формулируется так:

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.

Почти все элементы за исключением некоторых в Периодической системе пронумерованы в порядке возрастания их относительных атомных масс, т. е. каждый элемент имеет свой **порядковый номер**. Его физический смысл – заряд ядра атомов элементов. Периоды подразделяются на **малые** (1–3), которые состоят из одного ряда, и **большие** (4–7), состоящие из двух рядов. Седьмой период не завершен.

Вертикальные ряды элементов называются группами. Обозначаются они римскими цифрами. В Периодической системе восемь групп, каждая из них состоит из двух подгрупп: **главной** и **побочной**. В главную подгруппу входят элементы как малых, так и больших периодов, а в побочную подгруппу – только элементы больших периодов.

Например, в главную подгруппу IV группы входят углерод (C), кремний (Si), германий (Ge), олово (Sn), свинец (Pb), а в побочную – титан (Ti), цирконий (Zr), гафний (Hf).

Группами называются вертикальные ряды элементов, сходных по свойствам и расположенных по возрастанию атомных масс.

Подытоживая эти особенности, Д. И. Менделеев выдвинул следующие предположения:

1. Периоды могут быть разной длины.
2. Некоторые химические элементы еще не открыты (для них он оставил пустые места).



Главная и побочная группы. Периоды большие, малые.

А



1. Найдите в Периодической системе те пары элементов, расположение которых не соответствует возрастанию их атомных масс.
2. Формула водородного соединения элемента III периода H_2E . Определите относительную молекулярную массу этого соединения.

В

1. Составьте формулу оксида элемента III периода III группы главной подгруппы, рассчитайте массовую долю элемента. Напишите электронную и электронно-графическую формулу элемента.
2. Составьте формулы оксида и водородного соединения элемента II периода IV A подгруппы. Рассчитайте отношение масс элементов в соединениях. Напишите электронную и электронно-графическую формулу элемента.
3. Определите место расположения элемента в периодической системе элементов, если относительная молекулярная масса оксида E_2O_3 равна 70.

С

1. Массовое отношение в оксиде элемента II(A) группы – 3 : 2. Определите этот элемент, если относительная молекулярная масса оксида равна 40.
2. Относительные молекулярные массы кислот H_3EO_4 и H_2EO_4 равны 98. Определите место расположения этих элементов в периодической системе.
3. Относительная молекулярная масса соединения $E(OH)_2$ равна 58. Охарактеризуйте строение атома этого элемента.

§29

ПЕРИОДИЧЕСКОЕ ИЗМЕНЕНИЕ НЕКОТОРЫХ ХАРАКТЕРИСТИК И СВОЙСТВ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ



Периоды, группы.

Периодическая система является графическим изображением Периодического закона Д. И. Менделеева. Она состоит из восьми групп и семи периодов. Периоды подразделяются на большие и малые. Первые три периода – малые, они состоят из одного ряда. Большие периоды состоят из двух рядов.

Далее рассмотрим изменение свойств атомов элементов (радиусы, металлические и неметаллические свойства, валентности) и их соединений (кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов).

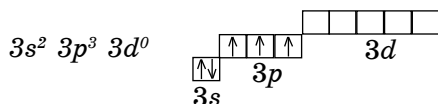
Хотя число энергетических уровней у элементов одного периода одинаково, **по периоду слева направо радиусы атомов уменьшаются, так как заряды ядер атомов постепенно возрастают в этом направлении.**

По периодам слева направо увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне, что приводит к ослаблению металлических свойств и усилению неметаллических свойств.

У атомов металлов мало электронов на внешних энергетических уровнях (1–3), поэтому они легко их отдают.

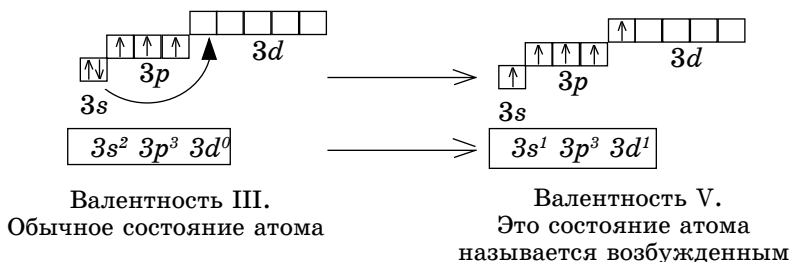
У атомов неметаллов для завершения внешнего энергетического уровня не хватает 1–4 электронов, поэтому неметаллы легко их принимают. Их валентность в водородных соединениях определяется числом присоединенных электронов.

На примере атома фосфора рассмотрим валентность элемента. Валентность атомов элементов с точки зрения электронного строения атомов определяется участием неспаренных электронов в образовании химических связей между атомами. Электронная формула последнего энергетического уровня атома фосфора:



Третий энергетический уровень состоит из трех подуровней $3s$, $3p$, $3d$. На $3d$ -орбитали 5 ячеек.

Валентных электронов пять, три из них неспаренные. На $3p$ -орбитали находятся три неспаренных электрона, поэтому фосфор проявляет валентность, равную III (P_2O_3 , H_3PO_3). При подаче определенного количества энергии один электрон с $3s$ -орбитали переходит на $3d$ -орбиталь, такое состояние атома называется **возбужденным**. В результате атом фосфора становится пятивалентным (P_2O_5 , H_3PO_4). В водородных соединениях фосфор трехвалентен (PH_3), так как до завершения внешнего энергетического уровня не хватает 3 электронов ($8-5 = 3$).



Оксиды первых двух элементов каждого периода Периодической системы являются основными оксидами, которым соответствуют основные гидроксиды. Далее идут элементы, оксиды и гидроксиды которых проявляют амфотерность. В конце периодов расположены элементы, оксиды и гидроксиды которых проявляют кислотные свойства.

Каждая группа Периодической системы подразделяется на две подгруппы: главную (А) и побочную (В).

Число валентных электронов элементов одной группы одинаково. Валентные электроны элементов главных подгрупп (А) расположены на внешних энергетических уровнях.

Высшая валентность в соединениях элементов одной группы одинаковая.

Элементы побочных подгрупп – металлы, у многих из них на внешнем энергетическом уровне имеется по два электрона, поэтому их низшая валентность равна II, а высшая соответствует номеру группы, они проявляют **переменную валентность**. Исключение: цинк имеет постоянную валентность (II) а, например, медь и серебро – низшую валентность (I).

В главной подгруппе сверху вниз увеличиваются значения атомных радиусов, так как увеличивается число энергетических уровней. Поэтому уменьшается количество энергии, необходимой для отрыва электрона от внешнего электронного слоя, что приводит к усилению металлических свойств.

Основываясь на этих рассуждениях, можно сделать следующий вывод:

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ периодически повторяются, так как периодически изменяется электронное строение атомов.



Валентные электроны, переменная валентность.

А



1. Назовите элемент, формула валентных электронов которого $3s^23p^5$.
2. Какому элементу соответствует электронная формула $1s^22s^22p^63s^23p^2$? Определите место расположения элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева. Сколько у атома этого элемента энергетических уровней, а также протонов, нейтронов и электронов?
3. Напишите электронную формулу элемента, атомный номер которого 20. Определив валентность этого элемента, составьте формулы его оксида и гидроксида.

В

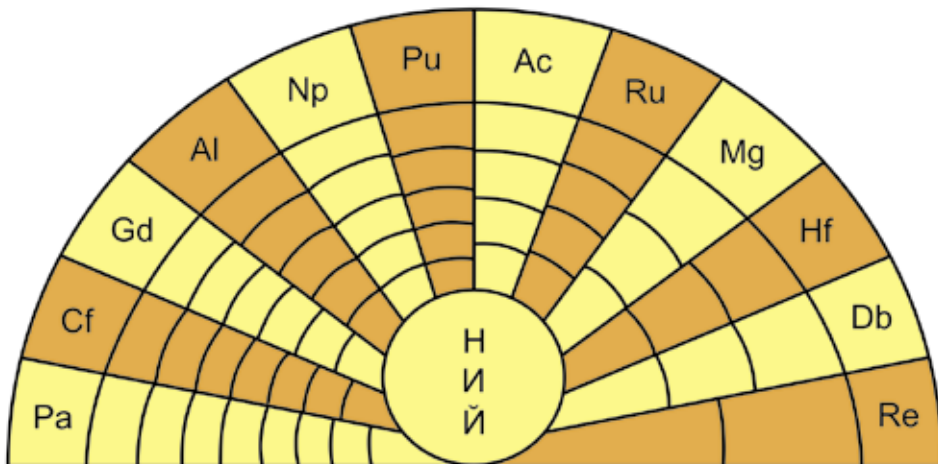
1. Какие валентности характерны для атома серы в соединениях? Объясните с помощью электронно-графических формул.
2. Объясните, почему валентности углерода в углекислом газе (CO_2) и метане (CH_4) одинаковы.
3. Почему значение валентности элементов: углерода, азота, кислорода и фтора в водородных соединениях снижается с IV до I?

1. Определите место расположения элемента в Периодической системе, если электронная формула его атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Какие валентности характерны для этого элемента? Напишите формулы его оксидов и гидроксидов.
2. У какого элемента и почему более выражены металлические свойства: а) натрий – алюминий; б) литий – калий?
3. Выберите ряд элементов, в котором усиливается способность отдавать электроны: $O \rightarrow S \rightarrow Se \rightarrow Te$; $Be \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow N$.
4. Укажите наиболее активный элемент: а) неметалл III периода; б) металл III периода.



Играем, думаем, учимся!

При правильном заполнении вы прочитаете названия 12 химических элементов.



§30

ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТА ПО ПОЛОЖЕНИЮ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

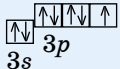



Протоны, нейтроны, заряд ядра, относительная атомная масса.

После того как мы выяснили зависимость свойств химических элементов от электронного строения атома, можно предположить свойства любого элемента Периодической системы (табл. 12). Для этого предлагаем следующий алгоритм:

- I. Место химического элемента в Периодической системе.
- II. Строение атома химического элемента в зависимости от положения в Периодической системе.
- III. Свойства химического элемента и его соединений.

Таблица 12. Характеристика элементов (Cl, K)

I. Место элемента в Периодической системе	1. Атомный номер 2. Относительная атомная масса 3. Номер периода 4. Элемент малого или большого периода 5. Номер группы 6. Элемент главной или побочной под-группы	Cl 17 35 III малый VII VIIA	K 19 39 IV большой I IA
II. Строение атома в зависимости от положения в Периодической системе	1. Заряд ядра (z) 2. Количество электронов (\bar{e}) 3. Количество протонов (1_1p) 4. Количество нейтронов (1_0n) 5. Количество энергетических уровней 6. Число валентных электронов и их формулы 7. Распределение \bar{e} по энергетическим уровням 8. Количество электронов на внешнем слое, является ли уровень завершенным	+17 17 17 18 3 $3s^23p^5$ (7)  3s 3p 7 не завершен	+19 19 19 20 4 $.....4s^1$ (1)  4s 1 не завершен
III. Свойства элемента и его соединений	1. Высшая валентность в соединениях 2. Металл, неметалл 3. Формула летучего водородного соединения (если возможно) 4. Формула оксида, оксид – кислотный, основной, амфотерный 5. Кислотно-основные свойства гидроксидов	VII неметалл HCl Cl_2O_7 кислотный $HClO$, $HClO_2$ $HClO_3$, $HClO_4$ кислота	I металл – K_2O основной KOH щелочь

А



1. Напишите формулы оксидов и гидроксидов следующих элементов: барий, цинк, сера, сурьма.

2. Выберите ряд элементов, в котором усиливается способность присоединять электроны:
а) Si – P – S – Cl;
б) F – O – N – C.
3. Как изменяется способность элементов (усиливается, ослабевает) отдавать электроны в следующих рядах:
а) Be – Mg – Ca – Sr – Ba;
б) Mg – Al – Si – P – S – Cl?
Почему?

В

1. Как изменяются свойства:
а) металлические: Li → Na → K → Rb;
б) неметаллические: F → Cl → Br → I;
As → Se → Br?
2. Какое из приведенных оснований обладает более сильными основными свойствами: NaOH → Mg(OH)₂ → Al(OH)₃. Почему?
3. Формула оксида элемента III периода в высшей валентности ЭО₂. Определите этот элемент и охарактеризуйте строение его атома.

С

1. Элемент IV периода образует оксид ЭО₃. Составьте формулу его водородного соединения.
2. Относительная молекулярная масса кислоты H₂ЭО₃ равна 62. Напишите формулы оксидов, а также формулу водородного соединения кислотообразующего элемента.
3. Элемент образует с водородом соединение H₂Э, относительная молекулярная масса которого равна 34. Определите этот элемент, характер его гидроксидов. Напишите их формулы.

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. **Период** – горизонтальный ряд элементов в Периодической системе, который начинается со щелочного металла и заканчивается инертным газом. В периодах число энергетических уровней одинаково, элементы расположены по возрастанию зарядов ядер атомов.

2. **Группа** – вертикальный ряд сходных по свойствам элементов, у которых число валентных электронов одинаково. Валентные электроны элементов главных подгрупп расположены на внешнем энергетическом уровне, у элементов побочных подгрупп – на внешних и предвнешних уровнях.

3. По периодам слева направо металлические свойства постепенно ослабевают, а неметаллические – усиливаются, так как в этом направлении уменьшаются радиусы атомов и увеличивается число электронов на последнем уровне.

4. По группам сверху вниз из-за увеличения атомных радиусов усиливаются металлические свойства, а неметаллические – ослабевают.

ЗНАЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА. ЖИЗНЬ И ДЕЯТЕЛЬНОСТЬ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева оказали огромное влияние на развитие не только химии, но и теоретической физики, астрономии, медицины, геологии и многих других наук. Руководствуясь Периодическим законом, ученые-физики определили электронное строение атомов.

Д. И. Менделеев открыл фундаментальный закон периодичности изменений свойств элементов и на основе этого закона создал свою знаменитую таблицу химических элементов.

На основе открытого им закона Д. И. Менделеев удивительно точно предсказал физико-химические свойства еще не открытых в то время элементов, заложив тем самым методологическую основу неорганической химии (экаалюминий – галлий, экабор – скандий, экасилиций – германий).

Периодический закон утвердился в науке и стал путеводной звездой в поисках еще не открытых в земной природе элементов, а также еще не полученных соединений уже известных элементов.

Периодическая система привела в строгий порядок огромное число фактов и разрозненных знаний о химических элементах и их соединениях. Опираясь на Периодический закон, ученые-физики синтезировали ряд трансурановых элементов, которые дополнили Периодическую систему и оказались дополнительным свидетельством ее правильности.

В Периодическом законе нашли свое отражение важнейшие законы диалектики.

Заслуги Д. И. Менделеева были отмечены американским ученым Г. Сиборгом, который назвал открытый им элемент №101 менделеевием.

Дмитрий Иванович Менделеев родился 27 января (8 февраля) 1834 г. в г. Тобольске в Сибири. Его отец был директором городской гимназии. После окончания гимназии будущий ученый поступил в Петербургский педагогический институт, который окончил в 1857 г. с золотой медалью. Свои первые научные работы он опубликовал еще в студенческие годы.

После защиты магистерской диссертации в 1859 г. Д. И. Менделеев был командирован в заграничную научную поездку в Германию. Вернувшись на родину, он с головой уходит в науку и педагогическую деятельность. После двух лет профессорской деятельности в Петербургском технологическом институте переходит в университет, где успешно работает в течение 23 лет.

В 1876 г. Д. И. Менделеев был избран членом-корреспондентом Петербургской академии наук.

Д. И. Менделеев был человеком широких, прогрессивных взглядов, крупным общественным деятелем, много сил отдавал развитию народного образования. Во время студенческих волнений 1890-х годов ученый выступил на стороне студентов и был вынужден уйти из университета.

Последние годы жизни Д. И. Менделеев возглавлял Палату мер и весов.

Круг его научных интересов не ограничивался химией. Он является автором фундаментальных исследований по физике, метрологии, химической технологии, экономике, воздухоплаванию, сельскому хозяйству и др. Его работы не утратили своего значения и в наши дни.

Любознательный ум ученого не ведал страха. Исследуя земную атмосферу, он в одиночку совершил полет на воздушном шаре. «Заболев» освоением Арктики, он разработал проект ледокола. Также Д. И. Менделеев разработал состав бездымного пороха.

Д. И. Менделеев тщательно изучал нефтяные месторождения, самое серьезное внимание уделял вопросам технологии нефти, считая нефть важнейшим сырьем для получения многих ценных химических продуктов.

Вершиной его творческой деятельности, бесспорно, является открытый им Периодический закон и созданная на его основе Периодическая система химических элементов. Д. И. Менделеевым написан первый российский учебник по неорганической химии «Основы химии», в котором свойства неорганических соединений впервые описаны на основе Периодического закона.

За выдающиеся заслуги в науке Д. И. Менделеев был избран почетным членом академий и научных обществ многих стран мира; удостоен золотой медали им. М. Фарадея.

В возрасте 73 лет он скончался. Проститься с одним из величайших ученых мира пришлось множество людей. Впереди процессии несли Периодическую таблицу.

§31

ЕСТЕСТВЕННЫЕ СЕМЕЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СВОЙСТВА. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

В любой отрасли науки по мере накопления фактов возникает необходимость в их систематизации и установлении внутренней причинно-следственной связи между ними.

Из курса биологии вы хорошо знакомы с систематизацией в растительном и животном мире. В химии накопление знаний об элементах и их соединениях привело к необходимости их группировки по сходным признакам.

Классификация элементов началась с деления их на *металлы* и *неметаллы*, что было предложено шведским химиком **Й. Я. Берцелиусом**.

Кроме металлов и неметаллов существуют химические элементы, которые проявляют двойственную природу, т. е. обладают свойствами и металлов, и неметаллов в зависимости от условий протекания химических реакций (Be, Zn, Al и др.). Их оксиды и гидроксиды называют *амфотерными* веществами (от греческого *amphoterous* – оба, тот и другой).

В природе существуют группы элементов со сходными химическими свойствами, их называют *естественными семействами элементов*. К типичным металлам относятся щелочные металлы. Кроме этих металлов мы будем рассматривать группу галогенов (VIIA) и инертных газов.

Щелочные металлы расположены в IA группе. Это литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb), цезий (Cs), франций (Fr). Франций – радиоактивный элемент. Они называются щелочными металлами, потому что при взаимодействии с водой образуют сильные растворимые основания – щелочи (рис. 39). Общая электронная формула валентных электронов ns^1 ($n = 2 - 7$).



Рис. 39. Щелочные металлы (сверху вниз): цезий, рубидий, калий, натрий

Щелочные металлы обладают некоторыми общими свойствами: молекулы щелочных металлов состоят из одного атома, очень активные. Поэтому их нужно хранить под слоем керосина. Энергично реагируют с водой, в соединениях проявляют валентность, равную I.

Металлическая активность щелочных металлов усиливается сверху вниз по группе, что связано с возрастанием атомных радиусов в этом направлении.

У щелочных металлов валентные электроны расположены на s -орбиталях, поэтому их называют s -элементами. s -элементы в обычных условиях – это кристаллические вещества, которые по сравнению с остальными металлами обладают малыми значениями плотности (табл. 13). Литий, калий и натрий легче воды ($\rho = 0,53 - 0,86 \text{ г/см}^3$), поэтому они плавают на ее поверхности. У этих элементов температуры плавления и кипения также имеют низкие значения. Щелочные металлы и их соединения окрашивают пламя: натрий – в желтый, калий – в красно-фиолетовый, литий – в карминово-красный, рубидий – в розово-фиолетовый цвета (рис. 40).

Таблица 13. Некоторые характеристики щелочных металлов

Название и символ	Атомная масса	Формула валентных электронов	Радиус атомов, нм	Электроотрицательность
Литий (Li)	7	$2s^1$	0,152	1,0
Натрий (Na)	23	$3s^1$	0,190	0,9
Калий (K)	39	$4s^1$	0,227	0,8
Рубидий (Rb)	85	$5s^1$	0,248	0,8
Цезий (Cs)	132	$6s^1$	0,265	0,7

Щелочные металлы имеют на внешнем энергетическом уровне по одному электрону, который слабо связан с ядром из-за больших значений

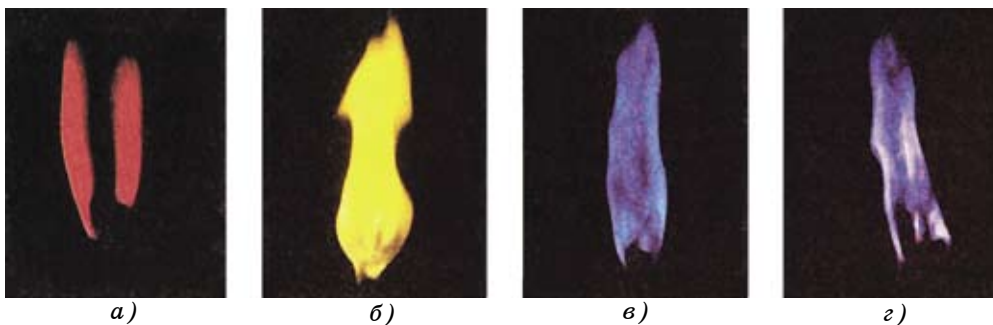


Рис. 40. Окрашивание пламени соединениями щелочных металлов:

- а) литий – карминово-красный; б) натрий – желтый;
в) калий – фиолетовый; г) цезий – сиреневый цвет

атомных радиусов. Они легко отдают эти электроны ($\text{Me}^\circ - 1\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{+1}$), при этом принимают электронное строение впереди стоящего инертного газа. В соединениях проявляют постоянную валентность, равную I.

Литий по своим свойствам несколько отличается от остальных металлов. С водой литий взаимодействует медленно, натрий – более энергично, калий – наиболее энергично реагирует с водой, вспыхивает фиолетовым пламенем, а рубидий – со взрывом.

Оксиды этих элементов являются основными, им соответствуют основания, хорошо растворимые в воде, – **щелочи, основные свойства которых усиливаются сверху вниз по группе.**

Литий был открыт в 1817 г. шведским ученым Арфедсоном, натрий и калий – в 1807 г. английским ученым Г. Дэви, рубидий и цезий – в 1861 г. Р. Бунзеном.

Литий используют для изготовления различных свинцовых и алюминиевых сплавов, которые применяются в самолетостроении. Добавка лития к сплавам увеличивает их твердость.

Рубидий и цезий используют для изготовления фотоэлементов.

Таблица 14. Щелочные металлы и их свойства

Символ и название элемента	A_r	$t^\circ \text{C}$ плавления	ρ , г/см ³ при 20°C	Оксиды и гидроксиды	Активность веществ в реакциях
Литий, Li	7	179	0,53	$\text{Li}_2\text{O} - \text{LiOH}$	Реакционная способность возрастает ↓
Натрий, Na	23	98	0,97	$\text{Na}_2\text{O} - \text{NaOH}$	
Калий, K	39	63,5	0,86	$\text{K}_2\text{O} - \text{KOH}$	
Рубидий, Rb	85	39,0	1,53	$\text{Rb}_2\text{O} - \text{RbOH}$	
Цезий, Cs	133	28,5	1,87	$\text{Cs}_2\text{O} - \text{CsOH}$	

А



1. Как образуются ионы щелочных металлов и галогенов?
2. Дайте характеристику щелочных металлов по группе.
3. Какие естественные семейства элементов вам известны? Укажите их место в Периодической системе Д. И. Менделеева. Что их объединяет?

В

1. Как изменяются радиусы щелочных металлов в направлении Li–Cs? Объясните причину.
2. Как определяют соединения щелочных металлов?
3. Относительная молекулярная масса основания $M_r(\text{ЭОН}) = 24$. Определите элемент и охарактеризуйте его по месту в периодической системе.

С

1. Достаточно ли 0,15 моль серной кислоты для нейтрализации 8,4 г гидроксида калия?

- Одинаковы ли объемы водорода, выделившиеся при взаимодействии 14 г лития и 46 г натрия с водой. Ответ обоснуйте расчетами.
- Сколько граммов серной кислоты необходимо для нейтрализации 20 г гидроксида натрия?

Ответ: 24,5 г.

§32

ГАЛОГЕНЫ И ИНЕРТНЫЕ ГАЗЫ



Какие галогены и инертные газы вы знаете? Где они применяются? Что вы знаете об инертных газах? Расскажите об их применении.

В природе существуют группы элементов с противоположными щелочным металлам свойствами, к примеру, галогены (табл. 15).

Таблица 15. Галогены и их свойства

Символ и название элемента	A_r	$t^\circ \text{C}$ плавления	Формула водородного соединения	Высшая валентность в кислородных соединениях	Активность веществ в реакциях
Фтор, F	19	-220	HF	I	Ослабевает ↓
Хлор, Cl	35,5	-110	HCl	VII	
Бром, Br	80	-7,2	HBr	VII	
Иод, I	127	113,5	HI	VII	

Галогены – типичные неметаллы, при взаимодействии с металлами образуют соли (*галоген* означает *солерод*). Молекулы галогенов двухатомные. Все галогены образуют летучие водородные соединения, растворы которых являются кислотами. В отличие от щелочных металлов, активность элементов по мере возрастания относительных атомных масс у галогенов ослабевает.

Галогены расположены в VIIA группе. Это фтор F, хлор Cl (рис. 41), бром Br, йод I, астат At. Астат – радиоактивный элемент.

Электронная конфигурация внешнего слоя этих элементов ns^2np^5 ($n = 2 - 6$). (табл. 16).

Таблица 16. Некоторые свойства галогенов

Название и символ	Атомная масса	Формула валентных электронов	Радиус атомов, нм	Электроотрицательность	Температура кипения, $^\circ\text{C}$	Агрегатное состояние, цвет
1	2	3	4	5	6	7
Фтор (F)	19	$2s^22p^5$	0,064	4,0	-108	Зеленоватый газ

продолжение:

1	2	3	4	5	6	7
Хлор (Cl)	35,5	$3s^23p^5$	0,099	2,8	-35	Желто-зеленый газ
Бром (Br)	80	$4s^24p^5$	0,114	2,7	58,8	Красно-бурая жидкость
Иод (I)	127	$5s^25p^5$	0,133	2,2	183	Черно-красные кристаллы

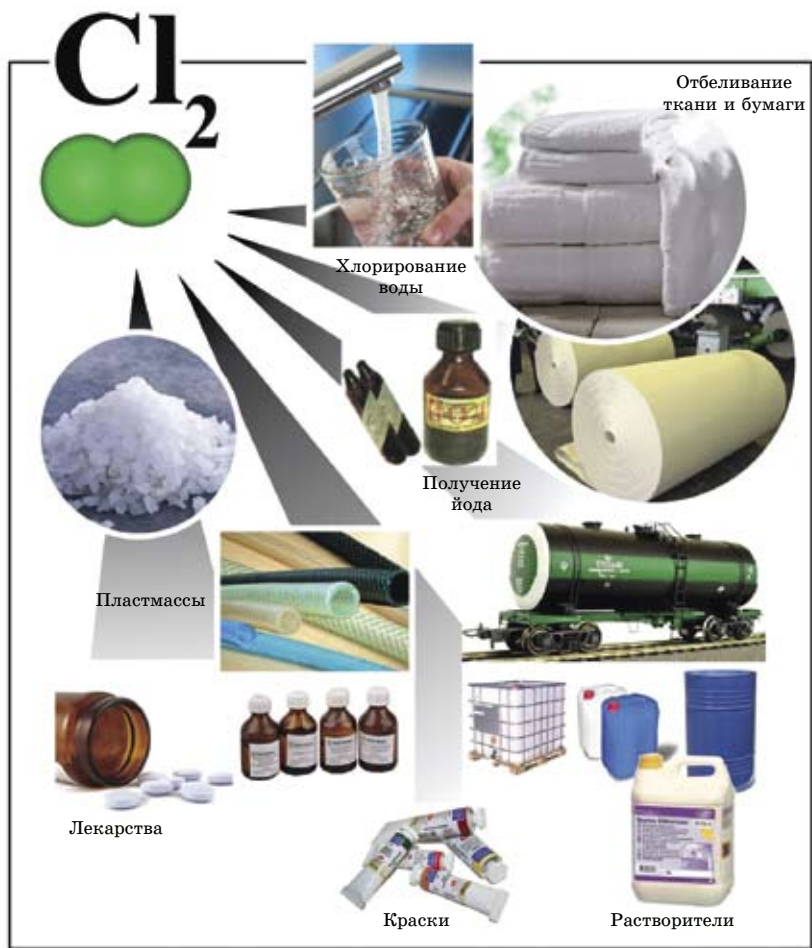


Рис. 41. Применение хлора. Составьте рассказ о применении хлора

Последний электрон у атомов галогенов поступает на *p*-орбиталь, поэтому они называются *p*-элементами. По группе сверху вниз радиусы атомов увеличиваются, в том же направлении растут значения температур кипения и плотности. Агрегатные состояния переходят из газообразного (F_2 , Cl_2) через жидкое (Br_2) в твердое (I_2), а окраска сгущается (от желто-зеленой у хлора до черно-серого с фиолетовым блеском у йода).

Галогены – типичные неметаллы, на внешнем энергетическом уровне у них не хватает одного электрона для завершения слоя, поэтому они легко принимают один электрон, проявляя неметаллические свойства. При этом принимают электронное строение инертного газа, стоящего после них в периодической системе. Кроме фтора, все остальные галогены образуют кислотные оксиды.

В соединениях фтор проявляет валентность, равную I. Остальные галогены проявляют валентности I, III, V, VII.

Неметаллические свойства элементов в группе сверху вниз ослабевают, так как из-за увеличения атомных радиусов сила притяжения электронов к ядру уменьшается.

Еще одна природная группа элементов – **инертные газы** (табл. 17).

Каждый период в Периодической системе завершается инертным газом. Инертные газы характеризуются низкой химической активностью. Из-за чего такая пассивность? Для разрешения этого вопроса рассмотрим электронное строение этих элементов. У известных вам инертных газов ${}^4_2He(1s^2)$, ${}^{20}_{10}Ne(1s^22s^22p^6)$, ${}^{40}_{18}Ar(1s^22s^22p^63s^23p^6)$ внешний слой завершен (у гелия – два, у аргона и неона – по восемь электронов).

Таблица 17. Сравнительная характеристика инертных газов

Характеризующие постоянные величины	Символ и название элемента					
	Гелий, He	Неон, Ne	Аргон, Ar	Криптон, Kr	Ксенон, Xe	Радон, Rn
A_r	4	20	40	84	131	222
$T_{кип.}, ^\circ C$	– 269	– 246	– 186	– 153	– 108	– 62
$T_{пл.}, ^\circ C$	– 272	– 249	– 189	– 157	– 112	– 71
Растворимость в 1 л воды при 0 $^\circ C$, p = 25,27 атм.	10	–	60	–	500	–

Это одноатомные газы без цвета и запаха. Среди них самым химически инертным является гелий, более активны криптон и ксенон. В направлении возрастания относительной атомной массы, от He до Xe, наблюдается возрас-



Рис. 42. Инертные газы: *а* – аргон применяется в электрических лампочках;
б – ксенон используется в фонарях некоторых маяков

тание температуры кипения и плавления. Усиливается также растворимость газов в воде и других растворителях.

Гелий обнаружен в атмосфере Солнца и других звезд. В земной атмосфере и коре гелий может накапливаться в результате распада радиоактивных элементов. Он состоит из двух изотопов: ${}^3_2\text{He}$ и ${}^4_2\text{He}$, неон и аргон – из трех: ${}^{20}_{10}\text{Ne}$, ${}^{21}_{10}\text{Ne}$, ${}^{22}_{10}\text{Ne}$ и ${}^{38}_{18}\text{Ar}$, ${}^{39}_{18}\text{Ar}$, ${}^{40}_{18}\text{Ar}$. Криптон на Земле встречается в виде шести изотопов, ксенон – девяти, а радон не имеет устойчивых изотопов.

Аргон более распространен на Земле, его содержание в земной атмосфере составляет 0,9%.

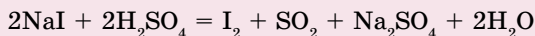
Инертные газы (He, Ne, Ar) применяются в основном при сварке металлов, в лампах, в фонарях, а также как хладагенты при физических исследованиях (рис. 42).

Изучение свойств естественных семейств химических элементов и их соединений помогает нам систематизировать наши знания.



Знаешь ли ты?

Йод был открыт при «помощи» кошки. Французский ученый Б. Куртуа приготовил в двух склянках два различных раствора: в первой – концентрированную H_2SO_4 , во второй – спиртовой раствор морских водорослей. В это время на плече ученого сидела кошка, она прыгнула и опрокинула обе склянки. Эти вещества прореагировали с образованием сине-фиолетового газа. При охлаждении он превратился в фиолетовые кристаллы. Так в 1811 г. был открыт йод.



А



1. Назовите галогены и инертные газы. Дайте их характеристику по Периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Какие природные изотопы хлора вам известны?

В

1. К каким оксидам относятся оксиды галогенов:
а) основным; б) кислотным?

2. Какой объем хлороводорода образуется при взаимодействии 30 л хлора с водородом?

С

1. В природе встречаются два изотопа неона ^{20}Ne и ^{22}Ne в составе атмосферы. Содержание ^{20}Ne – 90,9%. Определите относительную атомную массу неона?
2. Сколько граммов брома образуется при пропускании хлора через раствор, содержащий 47,6 г бромида калия? К какому типу относится данная реакция?
3. Что общего у этих частиц: S^{2-} , Cl^- , Ar ?
- А. Электронная конфигурация
В. Валентность
С. Заряд ядра
D. Относительная атомная масса
Е. Число энергетических уровней.

§33 | МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

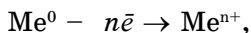
Вы знаете, что простые вещества в зависимости от электронного строения атомов подразделяются на металлы и неметаллы. Рассмотрим их структуру, свойства и применение в сравнительном аспекте. Обратите внимание на их различия и с чем они связаны.

В периодах в I, II, III группах находятся в основном металлы, а в IV–VIII главных подгруппах в основном расположены неметаллы.

Если провести диагональ от бора к астату, то справа вверх от диагонали расположены элементы – неметаллы (кроме элементов побочных подгрупп), а слева вниз – элементы металлы. На внешних энергетических уровнях металлов вращаются в основном 1–3 электрона, у неметаллов 4–8 электронов.

Электронное строение металлов $ns^{1-2}np^{1-2}$ и неметаллов ns^2np^{2-6} . Радиусы атомов металлов большие, неметаллы характеризуются малыми значениями радиусов.

В химических реакциях металлы отдают электроны



неметаллы присоединяют и могут отдавать электроны, кроме фтора.

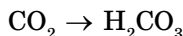
Металлы, кроме ртути, твердые вещества, а неметаллы – твердые (S, P, C, Si, I₂), жидкие (Br₂) и газообразные (N₂, O₂, Cl₂, H₂, F₂).

Металлы и их соединения применяются в тяжелой промышленности, а соединения неметаллов применяются в пищевой, бумажной и текстильной промышленности.

Металлы встречаются в литосфере, а соединения неметаллов чаще находятся в атмосфере.

По распространенности металлы подразделяются на благородные (Au, Ag, Pt), редкие, рассеянные, макро- и микроэлементы; неметаллы по содержанию в живых организмах – на макро-, микро- и ультраэлементы. В недрах земли они встречаются в виде минералов, в морских и водах океанов – в виде соединений.

Оксиды металлов I–II главных подгрупп – *основные оксиды*, им соответствуют *гидроксиды*: $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$. Оксиды неметаллов главных подгрупп VI–VII групп – кислотные оксиды, им соответствуют кислоты:



Металлы не образуют летучие водородные соединения. Неметаллы образуют летучие водородные соединения кислотного характера, например, H_2S , HCl , HF , HBr , HI . А некоторые неметаллы образуют водородные соединения, проявляющие основные свойства в водных растворах, например, NH_3 и PH_3 .

Металлы обладают характерной особенностью – металлическим блеском, легко куются, вытягиваются, гнутся и прокатываются.

Металлы хорошо проводят электричество и тепло, они хорошие проводники. Из неметаллов хорошим проводником электрического тока является графит. Многие соединения неметаллов (кристаллический кремний) проявляют полупроводниковые свойства или являются диэлектриками.

А



1. Где расположены металлы и неметаллы в Периодической таблице?
2. Дайте сравнительную характеристику металлам и неметаллам по распространению в природе и агрегатным состояниям.

В

1. Какие элементы образуют летучие водородные соединения?
2. Как изменяются металлические и неметаллические свойства по группам и периодам?
3. Определите объемные и массовые отношения газов синтеза галогеноводородов (HГ).

С



1. Спрогнозируйте свойства химических элементов: рубидия (Rb), брома (Br) по положению в Периодической системе.
2. Как изменяются неметаллические свойства в направлении германий – бром?
3. Подготовьте эссе или презентацию по значению и применению металлов и неметаллов.

Словарь по теме «Периодическая таблица химических элементов»

№	Русский	Казахский	Английский
1	химическая формула	химиялық формула	chemical formula

продолжение:

2	период	период	period
3	большой период	үлкен период	grand period
4	малый период	кіші период	small period
5	группа	топ	group
6	главная подгруппа	негізгі топша	major subgroup
7	побочная подгруппа	қосымша топша	side subgroup
8	естественные семейства элементов	элементтердің табиғи ұяластары	natural elements family
9	щелочные металлы	сілтілік металдар	alkaline metals
10	щелочноземельные металлы	сілтілік-жер металдары	alkaline earth metals
11	галогены	галогендер	halogens
12	инертные газы	бекзат газдар	noble gases

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Периодическая система состоит из 7 периодов, 8 групп.
2. Периоды подразделяются на малые (1–3) и большие (4–7).
3. Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной (А) и побочной (В).
4. Порядковый номер элемента указывает на заряд его ядра.
5. Свойства элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда атомных ядер.
6. Группы элементов со сходными физическими и химическими свойствами называются *естественными семействами*.
7. Формулы валентных электронов **щелочных металлов** ns^1 , **галогенов** – ns^2np^5 , а инертных газов – ns^2np^6 (кроме гелия).
8. Щелочные металлы – легко отдают один электрон с внешнего энергетического уровня, а галогены легко присоединяют недостающий до завершения внешнего слоя один электрон.
9. В группе металлические свойства щелочных металлов усиливаются сверху вниз, а у галогенов неметаллические свойства в этом направлении ослабевают.

Глава IX.

ВИДЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

§34

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ.



Как образуются соединения? Что такое ионы? Как они образуются?

После ознакомления и подробного изучения Периодической системы Д. И. Менделеева можно приступить к изучению способности элементов образовывать химические соединения.

Химическая активность элементов определяется незавершенностью внешнего энергетического уровня. Элементы могут завершить внешние уровни путем присоединения или отдачи электронов при образовании химических соединений. Эта способность определяется двумя факторами:

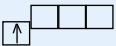
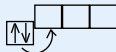
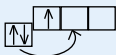
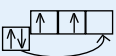
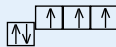

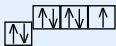
- 1) электронным строением элементов;
- 2) значением атомного радиуса.

В периодах слева направо увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне (валентные электроны) элементов. В этом же направлении растут и значения заряда ядер атомов. Усиливается сила притяжения электрона к ядру. Поэтому постепенно уменьшаются значения атомных радиусов (табл. 18). Усиливается способность завершить энергетический уровень путем присоединения электронов. Для того чтобы убедиться в этом, рассмотрим строение внешних энергетических уровней элементов 3-го периода и определим число электронов, недостающих для их завершения (табл. 19).

Таблица 18. Радиусы атомов некоторых химических элементов главных подгрупп (в нм)

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	¹ H 0,053							² He 0,093
2	³ Li 0,152	⁴ Be 0,113	⁵ B 0,088	⁶ C 0,077	⁷ N 0,070	⁸ O 0,066	⁹ F 0,064	¹⁰ Ne 0,112
3	¹¹ Na 0,186	¹² Mg 0,160	¹³ Al 0,143	¹⁴ Si 0,117	¹⁵ P 0,110	¹⁶ S 0,104	¹⁷ Cl 0,099	¹⁸ Ar 0,154
4	¹⁹ K 0,231	²⁰ Ca 0,197						

Таблица 19. Способность к завершению внешних энергетических уровней элементов 3-го периода

Элемент	Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня	Электронно-графическая формула внешнего энергетического уровня	Число электронов, недостающих до завершения внешнего энергетического уровня	Число неспаренных электронов	Способ приобретения электронного строения инертного газа
$^{23}_{11}\text{Na}$	$3s^13p^0$		7	1	Отдает 1 электрон, приобретает электронную структуру неона
$^{24}_{12}\text{Mg}$	$3s^23p^0$		6	2	Отдает 2 электрона, приобретает электронную структуру неона
$^{27}_{13}\text{Al}$	$3s^23p^1$		5	3	Отдает 3 электрона, приобретает электронную структуру неона
$^{28}_{14}\text{Si}$	$3s^23p^2$		4	4	а) Отдает 4 электрона, приобретает электронную структуру неона. б) Приобретает 4 электрона и электронную структуру аргона
$^{31}_{15}\text{P}$	$3s^23p^3$		3	3	Приобретает 3 электрона и электронную структуру аргона
$^{32}_{16}\text{S}$	$3s^23p^4$		2	2	Приобретает 2 электрона и электронную структуру аргона
$^{35}_{17}\text{Cl}$	$3s^23p^5$		1	1	Приобретает 1 электрон и электронную структуру аргона

У элементов, расположенных в начале периода (IA, IIA), на внешнем энергетическом уровне имеется мало электронов. Поэтому они их легко отдают, принимая при этом электронное строение инертного газа, которым завершается предыдущий период. А у элементов, расположенных в конце периода (VIA, VIIA), на внешнем энергетическом уровне не хватает одного или двух электронов. Они с легкостью присоединяют, принимая электронное строение инертного газа, которым завершается данный период.

Величина, по которой определяется легкость отдачи или присоединения электрона элементом, называется электроотрицательностью.

Электроотрицательность — величина, характеризующая свойство атомов элемента притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей от других атомов в соединениях.

У элементов одной группы число валентных электронов одинаково. А число энергетических уровней, т. е. радиусы атомов, увеличивается сверху вниз, значит, усиливается способность отдавать электрон с внешнего уровня.

Электроотрицательность является универсальной характеристикой металлических и неметаллических свойств элементов.

Чем меньше электроотрицательность, тем ярче выражены металлические свойства. Чем больше электроотрицательность, тем ярче выражены неметаллические свойства.

Электроотрицательность элементов в периодах увеличивается слева направо, в группах — снизу вверх (табл. 20).

На практике используется понятие относительной электроотрицательности, которое ввел в науку американский ученый Л. Полинг. Ее значение меняется от 0,7 до 4,0. Цезий — элемент с наименьшим (0,7), а фтор — с наибольшим (4,0) значением электроотрицательности.

Физический смысл этого понятия сводится к объяснению способности элемента завершить свой незавершенный энергетический уровень при взаимодействии с другими элементами.

Вам уже известно, что при образовании ионов типичные металлы отдавая, а типичные неметаллы принимая электрон завершают свои энергетические уровни. Первые из них заряжаются положительно, а вторые — отрицательно.

Таблица 20. Относительная электроотрицательность некоторых химических элементов

Периоды	Г р у п п ы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	¹ H 2,1							² He -
2	³ Li 1,0	⁴ Be 1,5	⁵ B 2,0	⁶ C 2,5	⁷ N 3,0	⁸ O 3,5	⁹ F 4,0	¹⁰ Ne -
3	¹¹ Na 0,9	¹² Mg 1,2	¹³ Al 1,5	¹⁴ Si 1,8	¹⁵ P 2,1	¹⁶ S 2,5	¹⁷ Cl 3,0	¹⁸ Ar -
4	¹⁹ K 0,8	²⁰ Ca 1,0						

А



- Сравните электронное строение частиц, определите различия:
 $\overset{0}{\text{Al}} - \overset{+3}{\text{Al}}; \overset{0}{\text{Cl}} - \overset{-3}{\text{Cl}}.$
- Определите направления смещения электронной плотности в парах элементов: C – N; N – O.
- У какого из элементов в приведенных парах более выражены металлические свойства:
 Na – Mg; Mg – Al; Al – Si?

В

- Как изменится значение атомных радиусов в направлениях Ba – Cl, Be – F?
- Определите более электроотрицательные элементы в следующих парах: Mg – Cl, K – F. Объясните с точки зрения электронного строения атомов.
- Определите заряды элементов в следующих соединениях: HCl; Cl₂O₇, MgO, H₃P, H₂O.

С

- Определите заряды кислотообразующих элементов: H₂S, H₂SO₃, HNO₃, HNO₂, H₃PO₄.
- В нижней части периодической системы даны общие формулы оксидов элементов в высших валентностях и формулы водородных соединений неметаллов. Какой вывод можно сделать о зарядах неметаллов в кислородных и водородных соединениях?
- Укажите смещения электронов в следующих парах:
 Na – P, Na – S, Na – Cl.

§35 | КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Молекулы, как известно, состоят из атомов. А как атомы соединены между собой?

При образовании химических связей происходят изменения во внешних энергетических уровнях элементов. Существуют четыре типа химических связей, из которых мы подробно рассмотрим пока два.

Ковалентная связь образуется между атомами неметаллов. Ковалентная связь осуществляется путем образования общей электронной пары между элементами.

Образование химических связей можно объяснить, используя понятие электроотрицательности элементов.

Рассмотрим образование молекулы водорода, когда химическая связь образуется между элементами с одинаковыми значениями электроотрицательности. Электронная формула атома водорода $1s^1$, электроотрицательность водорода равна 2,1. Форма электронных облаков s -электрона сферическая (шарообразная), их взаимодействие можно изобразить следующим образом (рис. 43).

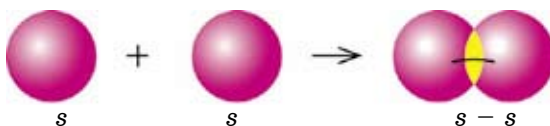


Рис. 43. Образование неполярной ковалентной связи

Теперь рассмотрим, как образуется связь между атомами в молекуле водорода (H_2).

При перекрывании электронных облаков двух s -электронов образуется электронная пара, общая для обоих атомов, которая находится на одинаковом расстоянии от обоих ядер. Такая связь называется *ковалентной неполярной* (рис. 44).

Неполярная ковалентная связь образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью (ЭО).

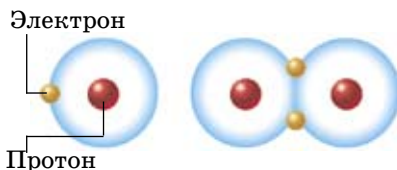


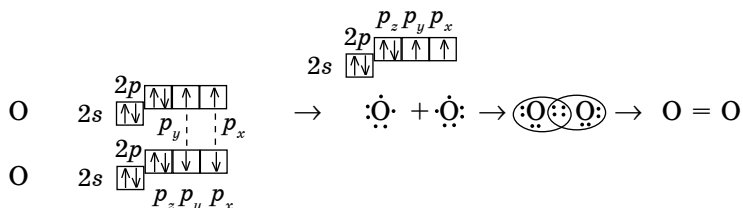
Рис. 44. Образование молекулы водорода

Для того чтобы легче воспринимать образование связи, электроны обозначают точками.



Из этой записи видно, что при образовании молекулы водорода каждый атом приобретает завершённый электронный слой. В графических формулах молекул одной электронной паре соответствует одна черточка ($\cdot \cdot \rightarrow \text{————} \cdot$). Валентность атомов водорода равна I, потому что валентность определяется числом электронов, участвующих в образовании химической связи. Связь образована между атомами с одинаковыми значениями электроотрицательности. Такая связь возникает в молекулах простых веществ, таких как Cl_2 , N_2 , O_2 (рис. 45).

На примере молекулы кислорода можно также проследить механизм образования ковалентной неполярной связи. Электронная формула атома кислорода $1s^2 2s^2 2p^4$, валентные электроны $2s^2 2p^4$, электроотрицательность равна 3,5. Электронно-графическая формула электронов внешнего слоя кислорода:



Число валентных электронов в атоме кислорода равно шести, но только два из шести являются неспаренными и участвуют в образовании химических связей.

Вокруг каждого ядра вращаются восемь электронов, т. е. каждый из атомов кислорода приобретает завершённый электронный слой.

Ковалентная полярная связь образуется между неметаллами, значительно различающимися значениями электроотрицательности (ЭО).

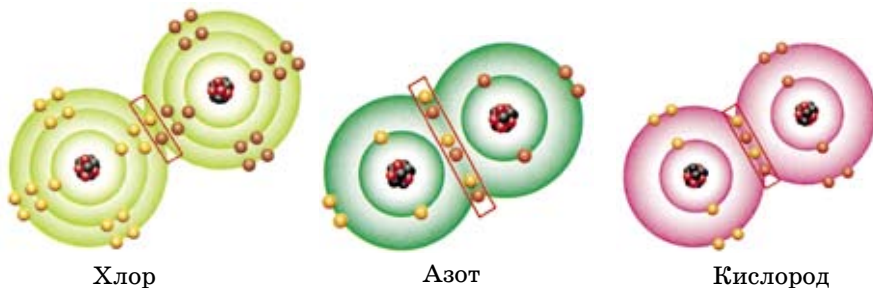


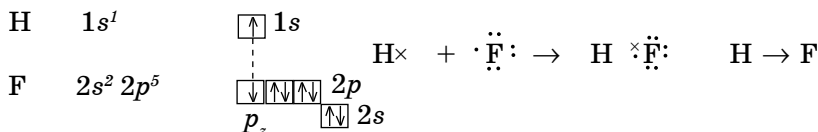
Рис. 45. Образование молекул хлора, азота и кислорода

Если два взаимодействующие элемента являются неметаллами, считается, что электрон смещается от элемента с меньшей электроотрицательностью к элементу с большим значением этого показателя. Поэтому первый из них заряжается положительно, а второй – отрицательно.

Рассмотрим образование связи в молекуле фтороводорода HF. Электроотрицательность фтора равна 4, а водорода – 2,1. Разница $\Delta \chi = 4,0 - 2,1 = 1,9$, поэтому электроны смещаются в сторону более электроотрицательного элемента (F). Это показано направлением стрелки.

Существует также другой прием записи ковалентной связи: с помощью диаграммы «точек и крестов».

В молекуле данного соединения в образовании связи участвуют два разных атома. Поэтому электрон водорода, который участвует, обозначен «крестом», а фтора – «точками».



В данном случае каждый атом приобретает завершённый электронный слой (рис. 46).

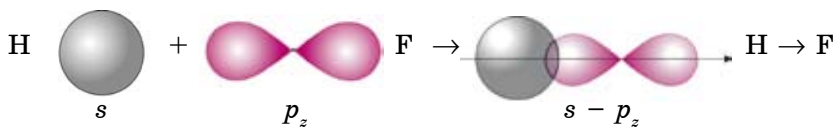


Рис. 46. Образование полярной ковалентной связи

Но образующаяся общая электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного элемента фтора. Это показано стрелкой.

В молекулах HF, H₂O, NH₃, HCl атомы связаны ковалентной полярной связью.

Ковалентной полярной связью называется связь, образующаяся между атомами с небольшой разницей электроотрицательности.



Электроотрицательность, ковалентная полярная, неполярная связь.

А



1. Как образуется ковалентная связь?
2. Какие известны виды ковалентной связи?

В

1. Объясните образование молекулы хлора (Cl₂).

2. Какие связи образуются в молекуле аммиака (NH_3)? Нарисуйте схему образования связи с помощью диаграммы «точек и крестов».

С

1. Какие изменения происходят в электронном строении атомов при образовании из них молекул?
2. Какая связь образуется в молекуле N_2 ? Укажите связи с помощью диаграммы «точек и крестов».

§36

ИОННАЯ СВЯЗЬ



Как образуются ионы? В каком случае атом теряет электрон и когда приобретает?

В рассмотренной нами молекуле фтороводорода общая электронная пара смещена в сторону фтора. Несмотря на это, электронное облако является общим для обоих атомов.

В молекулах, состоящих из атомов элементов, резко отличающихся значениями электроотрицательности, образуется ионная связь. Например, KF . Электроотрицательность калия 0,8; а фтора 4.

$$\Delta \text{ЭО} = 4,0 - 0,8 = 3,2.$$

Электронная формула атома калия $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, а фтора $1s^2 2s^2 2p^5$.

В этом случае валентный электрон атома калия $4s^1$ переходит на внешний энергетический уровень атома фтора, в результате чего у обоих атомов образуется завершённый энергетический уровень:

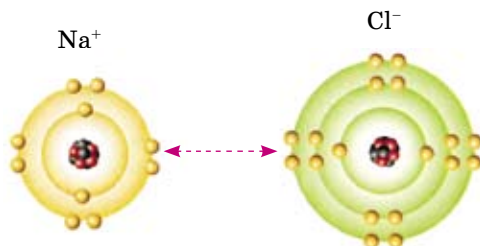
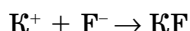
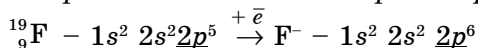
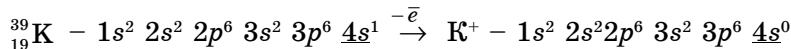


Рис. 47. Образование хлорида натрия

Атомы, отдавая или принимая электроны, превращаются в заряженные частицы – **ионы**. Разноименные ионы по законам электростатики притягиваются друг к другу, в результате чего образуется молекула с ионной связью. На рисунке 47 показана схема образования поваренной соли (NaCl). Какая связь образуется? Образуется ионная связь.

Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные – анионами.

Ионная связь образуется между ионами за счет сил электростатического притяжения.

Ионная связь возникает между типичными металлами (IA, IIA) и типичными неметаллами (VIA и VIIA).

A



1. Дайте определение ионной связи.
2. Приведите примеры соединений с ионной связью.

B

1. Объясните образование связи в хлориде кальция CaCl_2 .
2. Как изменяется характер связей в следующих соединениях: NaF , CaF_2 , HF и F_2 ?

C

1. Дайте определение катионам и анионам. Укажите разницу в электронном строении Cl^0 , Cl^- ; K^0 , K^+ .
2. Классифицируйте данные вещества по типу химических связей в них: N_2 , H_2S , Na_2S , NH_3 , NaCl .
3. Определите число электронов, нейтронов, протонов в следующих ионах: Cl^- , Mg^{2+} , S^{2-} .
4. По рисунку 47 определите следующее:
 - а) сколько электронов вращаются на внешнем энергетическом уровне у атома натрия;
 - б) определите заряд ядра атома натрия;
 - г) определите число электронов иона натрия на внешнем энергетическом уровне;
 - д) будет ли меняться числовое значение заряда ядра атома хлора при образовании иона;
 - е) сколько электронов вращаются на внешнем энергетическом уровне у атома и иона хлора?

§37

ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ ТИПАМИ СВЯЗЕЙ, ВИДАМИ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК И СВОЙСТВАМИ ВЕЩЕСТВ

Любое вещество можно перевести в твердое состояние, создав определенные условия. Большинство твердых веществ при дроблении образуют мелкие кристаллики определенной формы, поэтому и называются кристаллическими. В кристаллических веществах ионы, атомы или молекулы расположены в строгом порядке, на определенных расстояниях, образуя кристаллические решетки.

Кристаллическая решетка – это пространственная структура, в которой структурные единицы (атомы, молекулы, ионы) закономерно повторяются

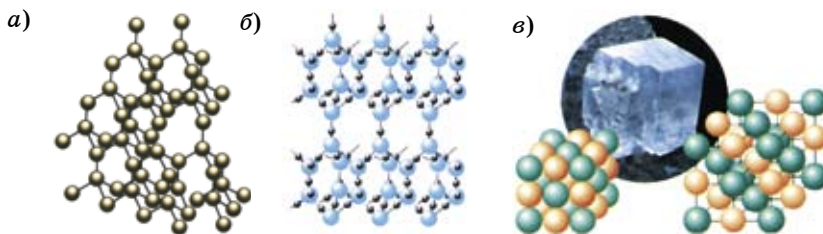


Рис. 48. Типы кристаллических решеток:
a – алмаз (C) атомная; *б* – вода (лед), молекулярная;
в – поваренная соль NaCl, ионная

в узлах решеток. Кристаллической структурой определяются некоторые физические свойства веществ. По характеру частиц в узлах решетки кристаллические решетки делятся на три типа (рис. 48):

- 1) атомная;
- 2) молекулярная;
- 3) ионная.

С помощью данных, приведенных в таблице 21, можно охарактеризовать каждый тип кристаллических решеток.

Таблица 21. Кристаллические решетки

Тип решетки	Структурные единицы	Тип связи между частицами	$t_{\text{плавл.}}^{\circ}\text{C}$	Примеры
Атомная	Нейтральные атомы	Ковалентная	Высокая	C, Si, SiO ₂
Молекулярная	Молекулы	Слабая межмолекулярная	Низкая	Все газы, простые вещества, I ₂ , Br ₂ , кислоты, оксиды, органические вещества
Ионная	Ионы	Ионная	Высокая	Соли, гидроксиды

1. В веществах с *атомной* кристаллической решеткой (рис. 48, *a*) связи ковалентные. В нормальных условиях это твердые, плохо растворимые вещества с высокими температурами плавления.

2. Вещества с *молекулярной* кристаллической решеткой (рис. 48, *б*) характеризуются летучестью, при нагревании легко плавятся или разлагаются.

3. Вещества с *ионной* кристаллической решеткой (рис. 48, *в*) растворяются в воде, их водные растворы и расплавы проводят электрический ток.

А



1. Какими физическими свойствами обладает вещество с ионными кристаллическими решетками?
2. Приведите по два примера по каждому типу химических связей.

В

1. Определите типы химических связей в соединениях NaCl , CaF_2 , F_2 , H_2O , NH_3 , O_2 , используя таблицу электроотрицательностей.
2. Как изменяется степень смещения связывающих электронов в NaCl , MgCl_2 , AlCl_3 , SiCl_4 , PCl_5 ?
3. Используя рис. 48, дайте объяснение типам кристаллических решеток.

С

1. Определите типы химических связей в соединениях, составьте их графические формулы: Cl_2 , KI , NaBr , HBr .
2. При нагревании серы и йода в пробирках появляются в первом случае оранжево-красные, а во втором – темно-красные пары. Какой кристаллической решетке соответствует данное свойство?
3. Как изменяется доля ионной связи в хлоридах следующих металлов: Li , Na , K , Rb , Cs ?

Словарь по теме «Химическая связь»

№	Русский	Казахский	Английский
1.	ковалентная связь	ковалентті байланыс	covalent bond
2.	полярная ковалентная связь	полюсті ковалентті байланыс	polar covalent bond
3.	неполярная ковалентная связь	полюссіз ковалентті байланыс	nonpolar covalent bond
4.	кристаллическая решетка	кристалдық тор	crystal cell
5.	электроотрицательность	электртерістілік	electronegativity
6.	полярная молекула	полюсті молекула	polar molecule
7.	неполярная молекула	полюссіз молекула	nonpolar molecule

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Электроотрицательность – это способность атомов элемента притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей от других атомов в соединениях.

2. Электроотрицательность зависит от числа электронов на внешнем энергетическом уровне и радиуса атома. Поэтому в периоде слева направо значения электроотрицательностей увеличиваются, а в группах сверху вниз – уменьшаются.

3. Тип химической связи определяется с помощью понятия электроотрицательности элементов.

4. Ковалентная связь осуществляется путем образования общей электронной пары между неметаллами.

5. Ковалентная связь делится на полярную и неполярную: ковалентная неполярная связь образуется между элементами с одинаковой электроотрицательностью, а ковалентная полярная – между элементами с малой разницей в электроотрицательностях.

6. Ионная связь образуется между ионами за счет сил электростатического притяжения.

7. Заряженные частицы называются ионами, они образуются путем отдачи или присоединения элементом электронов.

8. Типы кристаллических решеток веществ определяются видом химической связи в соединениях: ионная, атомная, молекулярная.

9. Свойства веществ зависят от типа их кристаллических решеток и вида химической связи.



Какую формулу имеет вода? Расскажите о значении воды в природе и народном хозяйстве.

Вода – основная биологическая жидкость, инертный растворитель для многих органических и неорганических веществ. Вода необходима для всех живых организмов (рис. 49). Поваренная соль (NaCl) хорошо растворяется в воде (рис. 50).

Способность веществ переходить в раствор называется *растворимостью*. На растворимость веществ влияют различные факторы.

Растворимость многих твердых веществ увеличивается при повышении температуры. Для газообразных веществ растворимость повышается с увеличением давления и уменьшается с повышением температуры. Растворимость жидких веществ зависит от их химической природы. Спирт и серная кислота неограниченно растворяются в воде, бензин и растительное масло с ней даже не смешиваются.

Любая природная вода является раствором. Воды Каспийского моря содержат 13 г/л, Черного – 19 г/л, Мертвого – 260 г/л различных солей. Содержание солей в Мертвом море очень велико, поэтому в нем нет жизни. Морская вода является многокомпонентным раствором, так как в ней растворены различные вещества.

Раствор – это однородная система, образованная несколькими веществами, между которыми происходят физические и химические взаимодействия.

Компоненты – это вещества, которые образуют раствор.

Один из компонентов раствора – **растворитель**, другой – **растворенное вещество** (рис. 51).

При растворении веществ образуются насыщенные, ненасыщенные и перенасыщенные растворы. Раствор, который содержит максимальное количество растворенного вещества при данной температуре, называется **насыщенным**. В **ненасыщенном растворе** растворенного вещества содержится меньше, чем в насыщенном при данной температуре. А в перенасыщенном растворе растворенного вещества содержится больше, чем в насыщен-

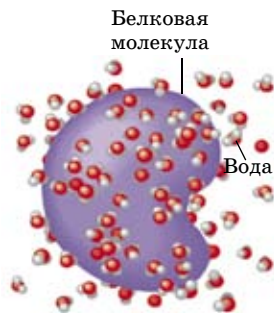


Рис. 49.

В воде хорошо растворяются белковые молекулы живых организмов

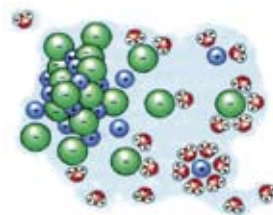


Рис. 50.

Растворение поваренной соли NaCl

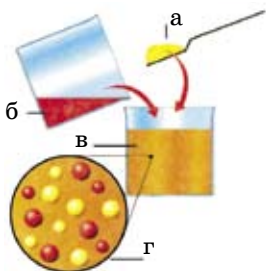


Рис. 51. Процесс растворения вещества: а) вещество; б) растворитель; в) раствор; г) частицы растворенного вещества и растворителя распределены равномерно

ном при данной температуре. Количественной характеристикой растворимости является коэффициент растворимости.

Коэффициент растворимости (S) показывает, какая максимальная масса вещества может раствориться в 100 г (1000 г) воды при данной температуре (рис. 52). Растворимость в воде выражается в граммах вещества на 100 или 1000 г воды (г/100 г H_2O).

А



1. Дайте определение растворимости веществ в воде.
2. Какие факторы влияют на растворимость веществ в воде?
3. На какой реке Казахстана построены три ГЭС?

В

1. Человек для поддержания своей жизни должен потреблять около 2 л воды в сутки. Сколько всего воды выпьет человек, дожив до 60 лет?
2. Определите растворимости при 15°C солей Na_2SO_4 и $MgSO_4$ по кривым растворимости.

С

1. При каких температурах насыщенные при 15°C растворы этих солей становятся перенасыщенными и ненасыщенными?
2. Определите по кривой растворимости, при какой температуре начинается снижение растворимости сульфата натрия.

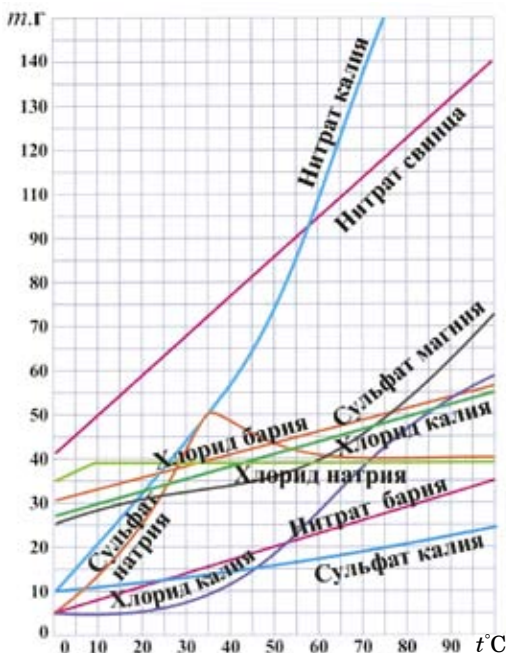


Рис. 52. Кривые растворимости солей



Лабораторный опыт № 5

«Изучение растворимости веществ».

Цель: исследовать растворимость различных веществ в воде.

Реактивы	Оборудование, посуда
1. Свежеприготовленный $\text{Ca}(\text{OH})_2$. 2. Хлорид кальция CaCl_2 (крист). 3. Карбонат кальция CaCO_3 (крист)	1. Химические стаканы 2. Стеклянные палочки 3. Дистиллированная вода 4. Мерные цилиндры

Ход работы

1. В три химических стакана налейте с помощью цилиндра определенный объем дистиллированной воды.

2. Испытайте растворимость трех веществ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCl_2 , CaCO_3 в воде, перемешивая стеклянными палочками.

Вопросы и задания

1. Сравните свои наблюдения по растворимости с табличными данными в конце учебника.

2. Влияние какого фактора на растворимость вы исследовали на данном опыте?



Практическая работа № 4

Влияние температуры на растворимость твердых веществ

Цель: уметь рассчитывать растворимость вещества на 100 г воды, используя технику выпаривания, сравнивать полученные результаты со справочными данными.

Реагенты	Оборудование, посуда
Кристаллы соли $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – бихромат калия, дистиллированная вода	Часовое стекло, стакан на 50 мл, термометр, электрическая плитка, асбестированная сетка, технические весы, стеклянная палочка, нить от шерстяной пряжи

Ход работы

1. Взвесьте на технических весах 10 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2. Налейте 20 мл дистиллированной воды в стакан, насыпьте соль, измерьте температуру.

3. Поставьте на асбестированную сетку и нагрейте до полного растворения, измерьте температуру.



Рис. 53.

Растворение твердых веществ нагреванием



Рис 54.
Взвешивание твердых
веществ

4. Привяжите на стеклянную палочку нить и подвесьте над стаканом и охладите до комнатной температуры. Следите, чтобы нить висела вертикально по середине стакана.

Вопросы и задания

1. Какие растворы называются ненасыщенными, насыщенными и перенасыщенными?
2. Как повлияло на растворимость данной соли повышение температуры?
3. Что такое растворимость?
4. После охлаждения раствора до комнатной температуры наблюдайте, что происходит с нитью, которая висит посередине стакана? Какие кристаллы образуются?

§39

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ, СВЯЗАННЫХ С РАСТВОРИМОСТЬЮ ВЕЩЕСТВ

Обычно мы пользуемся водными растворами. Плотность воды 1 г/мл, поэтому масса воды численно равна объему.

А. Определение масс растворенного вещества и растворителя для приготовления насыщенного раствора при определенной температуре.

Сколько граммов нитрата калия и воды потребуется для приготовления 500 г насыщенного раствора при температуре 30°C, если растворимость при этой температуре равна 45 г?

① **Дано:**

$$\begin{aligned} S_{\text{KNO}_3}^{30^\circ} &= 45 \text{ г/100 г H}_2\text{O} \\ m_{\text{р-ра}} &= 500 \text{ г} \end{aligned}$$

Найти:

$$m(\text{KNO}_3), m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

③ **Расчет массы вещества:**

$$145 \text{ г}_{\text{р-ра}} : 45 \text{ г KNO}_3 = 500 \text{ г}_{\text{р-ра}} : x \text{ KNO}_3$$

$$x = \frac{45 \cdot 500}{145} = 155,17 \text{ г}$$

$$x = 155,17 \text{ г}$$

④ **Расчет массы растворителя:**

$$m_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 - 155,17 = 344,83 \text{ г}$$

Решение:

② **Расчет массы раствора:**

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = 45 \text{ г} + 100 \text{ г} = 145 \text{ г}$$

⑤ **Ответ:** $m(\text{KNO}_3) = 155,17 \text{ г}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 344,83 \text{ г}$.

В. Расчет масс растворимого вещества и H_2O для приготовления насыщенного раствора по известной массе растворителя.

Сколько граммов нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ необходимо растворить в 700 г H_2O при температуре $30^\circ C$ для получения насыщенного раствора, если растворимость при этой температуре равна 69 г/100 г H_2O ? Определите массу насыщенного раствора.

① Дано:

$$S^{30^\circ}_{Pb(NO_3)_2} = 69 \text{ г/100 г } H_2O$$
$$m(H_2O) = 700 \text{ г}$$

Найти: $m_{\text{в-ва}}$, $m_{\text{р-ра}}$ – ?

Решение:

② Определение массы вещества по определению растворимости:

$$100 \text{ г } (H_2O) : 69 \text{ г } Pb(NO_3)_2 =$$
$$= 700 \text{ г } H_2O : x \text{ г } Pb(NO_3)_2$$

$$x = \frac{69 \cdot 700}{100} = 483$$

$$x = 483 \text{ г } Pb(NO_3)_2$$

③ Расчет массы раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = 483 \text{ г} + 700 = 1183 \text{ г}$$

④ Ответ: $m_{\text{в-ва}} = 483 \text{ г}$; $m_{\text{р-ра}} = 1183 \text{ г}$.

С. Расчет массы растворителя, необходимого для растворения определенной массы вещества при определенной температуре.

Сколько воды потребуется для растворения 500 г нитрата калия KNO_3 при температуре $70^\circ C$, если $S^{70^\circ}_{KNO_3} = 140 \text{ г/100 г } H_2O$? Рассчитайте массу полученного насыщенного раствора.

① Дано:

$$S^{70^\circ}_{KNO_3} = 140 \text{ г/100 г } H_2O$$
$$m_{\text{в-ва}} = 500 \text{ г}$$

Найти: $m(\text{р-ра}, H_2O)$ – ?

$$x = \frac{100 \cdot 500}{140} = 357,14 \text{ г}$$

$$x = 357,14 \text{ г } H_2O$$

③ Расчет массы раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{воды}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = 500 + 357,14 = 857,14 \text{ г}$$

Решение:

② По определению растворимости определяем массу растворителя:

$$140 \text{ г } KNO_3 : 100 \text{ г } (H_2O) =$$
$$= 500 \text{ г } KNO_3 : x \text{ г } (H_2O)$$

④ Ответ: $m_{H_2O} = 357,14 \text{ г}$; $m_{\text{р-ра}} = 857,14 \text{ г}$.

Д. Определение растворимости вещества выпариванием.

При какой температуре раствор становится насыщенным, если выпарено 50 г воды из 500 г насыщенного раствора нитрата натрия при температуре

40°C ($S_{\text{KNO}_3}^{40^\circ} = 60 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$). Температуру определите, используя кривую растворимости этой соли.

① Дано:

$$S_{\text{KNO}_3}^{40^\circ} = 60 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$$

$$m \text{ р-ра} = 500 \text{ г}$$

$$m (\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г}$$

$$\text{Найти: } t_2 - ?$$

Решение:

② Расчет масс вещества и воды в насыщенном растворе

$$160 \text{ г р-р} : 100 \text{ г H}_2\text{O} = 500 \text{ г р-р} : x \text{ H}_2\text{O}$$

$$x = 312,5 \text{ г H}_2\text{O};$$

$$m (\text{KNO}_3) = 500 - 312,5 = 187,5 \text{ г}$$

③ Расчет массы воды после выпаривания:

$$m (\text{H}_2\text{O}) = 312,5 - 50 = 262,5 \text{ г.}$$

④ Расчет растворимости при второй температуре:

$$262,5 \text{ г H}_2\text{O} : 187,5 \text{ г KNO}_3 = 100 \text{ г H}_2\text{O} : x \text{ г KNO}_3$$

$$x = 71,43 \text{ г KNO}_3$$

$$S_{\text{KNO}_3}^{t_2} = 71,43 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$$

⑤ По графику растворимости этой соли определим

$$t_2 = 45^\circ\text{C}.$$

⑥ Ответ: 45°C.

А



1. Назовите самые крупные водохранилища Казахстана. Какой канал носит имя академика К. И. Сатпаева?

2. Расположите в ряд соединения по возрастанию значений растворимости при температуре 60°C, используя кривые растворимости.

А. KNO_3 1. $\text{C} < \text{B} < \text{E} < \text{D} < \text{A}$

В. NaCl 2. $\text{A} < \text{B} < \text{D} < \text{C} < \text{E}$

С. BaCl_2 3. $\text{E} < \text{D} < \text{B} < \text{C} < \text{A}$

Д. KCl 4. $\text{D} < \text{B} < \text{A} < \text{C} < \text{E}$

Е. K_2SO_4 5. $\text{B} < \text{C} < \text{A} < \text{E} < \text{D}$

В

1. До какой температуры можно нагреть, чтобы насыщенный раствор сульфата натрия при температуре 20°C оставался ненасыщенным?

2. Используя кривую растворимости, определите массу насыщенного раствора, полученного растворением 60 г сульфата калия при 75°C.

Ответ: 360 г раствора.

С

1. Сколько граммов соли и воды потребуется для приготовления 300 г раствора, если растворимость хлорида калия при 50°C составляет 20 г/100 г H_2O ?

Ответ: 50 г (KCl), 250 г (H_2O).

2. Сколько граммов нитрата бария нужно растворить в 500 г воды для приготовления насыщенного раствора при 70°C?

Ответ: 125 г.

§40 | МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

Для обозначения соотношения растворенного вещества и растворителя в растворе используется понятие «концентрация».

Концентрация — это величина, определяемая количеством или массой растворенного вещества в единице объема или массы раствора.

Рассмотрим массовую долю растворенного вещества, или процентную концентрацию. В зависимости от количества растворенного вещества растворы подразделяются на *разбавленные* и *концентрированные*. Концентрация веществ выражается массовой долей растворенного вещества в растворе и молярной концентрацией. Вначале рассмотрим процентную концентрацию или массовую долю растворенного вещества в растворе.

В разбавленных растворах количество вещества меньше, чем в насыщенных растворах, а в концентрированных — больше. **Массовая доля растворенного вещества** — это отношение массы растворенного вещества к массе раствора. Она обозначается греческой буквой ω (омега). Массовую долю растворенного вещества выражают в долях единицы или в процентах. Процентная концентрация показывает, какая масса растворенного вещества содержится в 100 г раствора.

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}}$$

Если взять определенный объем раствора, то его массу можно выразить следующим образом:

$$\rho = m/V \Rightarrow m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V,$$

где ρ — плотность раствора в г/мл, г/см³.

Тогда
$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{\rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

Плотность раствора определяют с помощью **ареометра** (рис. 55, 56).

По этой формуле можно определить следующие величины:

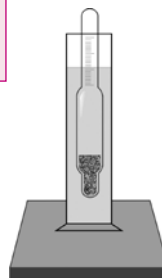


Рис. 55.
Определение плотности с помощью ареометра



Рис. 56.
Строение ареометра:
1 — стеклянный корпус;
2 — крупинки металла (Pb);
3 — трубочка;
4 — шкала

$$m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot V}{100\%} \quad V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{\omega \cdot \rho}$$

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{\omega} \quad \rho = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{\omega \cdot V}$$

Задача 1. Какова процентная концентрация раствора, если известно, что 20 г вещества содержится в 90 г раствора?

① Дано:

$$m_{\text{в-ва}} = 20 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра}} = 90 \text{ г}$$

Найти: ω – ?

Решение:

Используем формулу определения концентрации растворенного вещества.

$$\textcircled{2} \omega = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}}$$

$$\omega = \frac{20 \text{ г} \cdot 100\%}{90 \text{ г}} = 22\%$$

③ Ответ: $\omega = 22\%$.

Задача 2. Определите процентную концентрацию раствора, полученного при растворении 45 г соли в 2200 мл воды ($\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/мл}$).

① Дано:

$$m_{\text{в-ва}} = 45 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 2200 \text{ мл}$$

Найти: ω – ?

Решение:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}}$$

② Расчет массы раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho \cdot V = 1 \text{ г/мл} \cdot 2200 \text{ мл} = 2200 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}$$

$$\textcircled{3} m_{\text{р-ра}} = 45 + 2200 = 2245 \text{ г}$$

④ Расчет концентрации растворенного вещества:

$$\omega = \frac{45 \text{ г} \cdot 100\%}{2245 \text{ г}} = 2\%$$

⑤ Ответ: $\omega = 2\%$.

A



1. Дайте определение концентрации раствора.
2. Чем отличаются ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные растворы?
3. Назовите способы разбавления и концентрирования растворов. Приведите примеры из повседневной жизни.



B

1. В крови человека содержится около 0,85% хлорида натрия. Рассчитайте массу соли в 5,25 кг крови.
2. Рассчитайте концентрацию раствора, полученного растворением 0,2 моль Na_2SO_4 в 500 мл воды.

Ответ: 5,37%.

С

1. Сколько граммов соли содержится в 200 г 2%-ного раствора, который применяют для полоскания горла при заболевании ангиной?
2. Сколько граммов вещества необходимо растворить в 500 г воды для получения 40%-ного раствора?

Ответ: 333,3 г.

§41

МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ

Второй способ выражения концентрации – молярная концентрация.

Молярной концентрацией раствора (C) называется число молей растворенного вещества в одном литре раствора.

$$C = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} (\text{МОЛЬ/Л})$$

Преобразуя эту формулу, получим следующую формулу:

$$C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

Молярная концентрация более точна, чем массовая доля растворенного вещества.

Растворы веществ с определенной молярной концентрацией готовят в специальной посуде (мерных колбах).

По формуле можно определить следующие величины:

$$m_{\text{в-ва}} = C \cdot M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}$$

$$M_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{C \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{C \cdot M_{\text{в-ва}}}$$

Расчет молярной концентрации раствора.

Задача 1. Рассчитать молярную концентрацию раствора гидроксида натрия, если 0,8 г вещества растворено в 100 мл раствора.

① Дано:

$$m(\text{NaOH}) = 0,8 \text{ г}$$

$$V_{\text{р-ра}} = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л}$$

$$C(\text{NaOH}) = ?$$

Решение:

Молярная масса гидроксида натрия

② $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$

Расчет молярной концентрации вещества:

$$C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

$$\textcircled{3} C(\text{NaOH}) = \frac{0,8}{40 \cdot 0,1} = 0,2 \text{ моль/л}$$

$\textcircled{4}$ Ответ: 0,2 моль/л

Задача 2. Определите молярную концентрацию, если 5,3 г карбоната натрия содержится в растворе объемом 0,5 л.

$\textcircled{1}$ Дано:
 $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,3 \text{ г}$

$V_{\text{р-ра}} = 0,5 \text{ л}$

Найти: $C(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$

Решение:

$\textcircled{2}$ Молярная масса карбоната натрия:

$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$

$\textcircled{3}$ Расчет молярной концентрации раствора:

$$C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{5,3}{106 \cdot 0,5} = 0,1 \text{ моль/л}$$

$\textcircled{4}$ Ответ: 0,1 моль/л.

Расчет массы вещества, необходимой для приготовления раствора.

Задача 3. Сколько граммов гидроксида калия потребуется для приготовления 250 мл раствора концентрацией 0,1 моль/л?

$\textcircled{1}$ Дано:

$V_{\text{р-ра}} = 250 \text{ мл} = 0,25 \text{ л}$

$C(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль/л}$

Найти: $m(\text{KOH}) - ?$

Решение:

$\textcircled{2}$ Молярная масса гидроксида калия:

$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$

$\textcircled{3}$ Расчет массы гидроксида калия:

$$m(\text{KOH}) = C(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) \cdot V_{\text{р-ра}}$$

$$m(\text{KOH}) = 0,1 \cdot 56 \cdot 0,25 = 1,4 \text{ г}$$

$\textcircled{4}$ Ответ: 1,4 г KOH.

А



1. Рассчитайте объем 0,5 молярного раствора, приготовленного из 5,05 г нитрата калия (KNO_3).

Ответ: 100 мл.

2. Сколько граммов гидроксида натрия содержится в 500 мл раствора концентрацией 0,1 моль/л?

Ответ: 2 г.

В

1. Сколько моль $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо для приготовления 200 мл раствора соды Na_2CO_3 концентрацией 0,3 моль/л. Рассчитайте массу соды в граммах.

Ответ: 0,06 моль, 17,16 г.

2. Из мерной колбы с раствором серной кислоты концентрацией 0,1 моль/л, отобрано пипеткой 20 мл раствора. Рассчитайте число молекул серной кислоты в пипетке.

Ответ: $1,204 \cdot 10^{21}$.

С

1. Какая масса гидроксида натрия потребуется для полной нейтрализации 25 мл раствора фосфорной кислоты концентрацией 0,25 моль/л?

Ответ: 0,75 г.

2. Сколько граммов вещества содержится в 1 мл раствора серной кислоты концентрацией 0,5 моль/л?

Ответ: 0,049 г.



Практическая работа № 5

Приготовление растворов с заданной процентной и молярной концентрацией

Реактивы	Оборудование, посуда
Сахар (песок) – $C_{12}H_{22}O_{11}$, поваренная соль – $NaCl$, дистиллированная вода	Стакан на 250 мл, мерная колба на 50 мл, стеклянная палочка, технические и электронные весы, цилиндр, ареометр

Опыт 1

Задание

Приготовить 150 г 5% -ного раствора сахара.

Ход работы

1. Вычислите, какая масса сахара потребуется для приготовления данного раствора.
2. Взвесьте эту массу на технических весах в предварительно взвешенном на технических весах стаканчике.
3. Рассчитайте объем воды для растворения взятой навески.
4. Отмерьте мерным цилиндром этот объем воды.
5. Вылейте воду в стакан, растворите в ней сахар, перемешивая раствор стеклянной палочкой.

Опыт 2

Задание

Приготовить 250 мл 0,25 молярного раствора поваренной соли.

Ход работы

1. Рассчитайте, какая масса поваренной соли потребуется для приготовления 250 мл 0,25 молярного раствора соли.
2. На предварительно взвешенном часовом стекле взвесьте рассчитанную в п. 1 массу соли на электронных весах.

3. Взятую взвешанную массу соли всыпьте через воронку в мерную колбу емкостью 250 мл и тщательно смойте дистиллированной водой с воронки оставшуюся на ней соль.

4. Долейте в колбу воду до метки, закройте пробкой и хорошо перемешайте.

5. Вылейте раствор в сухой цилиндр (узкий) и определите плотность.

Вопросы и задания

1. Какая концентрация более точная? Почему?

2. Как вы считаете, может ли плотность водного раствора быть меньше плотности воды?

ТИПОВЫЕ ЗАДАЧИ ПО ТЕМЕ «КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ»

Массовые доли растворенного вещества

А. Расчет массы вещества и массы растворителя, необходимых для приготовления раствора определенной концентрации.

Сколько граммов соли и воды потребуется для приготовления 300 г 35%-ного раствора?

① Дано:

$$m_{\text{р-ра}} = 300 \text{ г}$$

$$\omega_{\text{соли}} = 35\%$$

Найти:

m (соли, воды) – ?

Решение:

② $\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$

③ Расчет массы вещества в растворе:

$$m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%} = \frac{35 \cdot 300}{100} = 105 \text{ г}$$

④ Расчет массы растворителя:

$$m_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 - 105 = 195 \text{ г}$$

⑤ Ответ: 195 г H_2O ; 105 г соли.

В. Расчет массы (объема) раствора по известной концентрации раствора и по массе растворенного вещества.

Какой объем 14,3%-ного раствора можно приготовить из 30 г сульфата натрия? ($\rho = 1,13 \text{ г/мл}$)

① Дано:

$$\omega = 14,3\%$$

$$\rho = 1,13 \text{ г/мл}$$

$$m(\text{соли}) = 30 \text{ г}$$

Найти: $V_{\text{р-ра}}$ – ?

Решение:

② Расчет массы раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% \Rightarrow m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\omega} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{30 \cdot 100\%}{14,3\%} = 209,8 \text{ г}$$

3 Определение объема раствора:

$$V = \frac{m}{\rho}; \quad V = \frac{209,8}{1,13} = 185,66 \text{ мл}$$

4 Ответ: $V_{\text{р-ра}} = 185,66 \text{ мл.}$

С. Расчет массы растворенного вещества по известной массе растворителя и концентрации раствора.

Сколько вещества нужно растворить в 250 мл воды для приготовления раствора с концентрацией 12%?

1 Дано:

$$\omega = 12\%$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ мл}$$

Найти: $m_{\text{в-ва}}$ – ?

Решение:

2 Массу вещества примем за x , тогда масса раствора = $m_{\text{р-ля}} + x$

$$m_{\text{р-ра}} = 250 + x$$

3 Определение концентрации по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%; \quad 12 = \frac{x \cdot 100\%}{250 + x}$$

$$12(250 + x) = x \cdot 100;$$

$$3000 + 12x = 100x$$

$$3000 = 88x$$

$$x = 34 \text{ г}$$

4 Ответ: $m_{\text{в-ва}} = 34 \text{ г.}$

Д. Расчет объема раствора.

Какой объем 0,3 молярного раствора гидроксида натрия можно приготовить из 3 г этого вещества?

1 Дано:

$$C(\text{NaOH}) = 0,3 \text{ моль/л}$$

$$m(\text{NaOH}) = 3 \text{ г}$$

Найти: $V_{\text{р-ра}}$ – ?

Решение:

2 Молярная масса гидроксида натрия:

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

$$C = \frac{m}{M \cdot V_{\text{р-ра}}} \Rightarrow V_{\text{р-ра}} = \frac{m}{C \cdot M}$$

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{3}{0,3 \cdot 40} = 0,25 \text{ л} = 250 \text{ мл}$$

3 Ответ: 250 мл.

Е. Пересчет процентной концентрации раствора на молярную.

Определите молярную концентрацию 40%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,307 г/мл.

1 Дано:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40\%$$

$$\rho = 1,307 \text{ г/мл}$$

Решение:

2 Молярная масса серной кислоты:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

Найти: $C(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – ? | Принимаем объем раствора за 1 л, т. к. единица измерения молярной концентрации моль/л.

③ Расчет массы вещества по массовой доле растворенного вещества:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\rho \cdot V} \Rightarrow m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot \rho \cdot V$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4 \cdot 1,307 \cdot 1000 = 522,8 \text{ г}$$

④ Расчет молярной концентрации раствора:

$$C(x) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}}; C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{522,8}{98 \cdot 1} = 5,33 \text{ моль/л}$$

⑤ Ответ: 5,33 моль/л.

Ф. Расчет объема раствора процентной концентрации для приготовления раствора молярной концентрации.

Рассчитать объем 20%-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$) необходимый для приготовления 0,5 литров раствора концентрацией 0,1 моль/л.

① Дано:

$$\omega(\text{HCl}) = 20\%$$

$$\rho = 1,1 \text{ г/моль}$$

$$C(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$V_{\text{р-ра}} = 0,5 \text{ л}$$

$$\text{Найти: } V_{\text{р-ра}} - ?$$

Решение:

② Молярная масса соляной кислоты:

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

③ Расчет массы вещества для приготовления раствора молярной концентрации:

$$C = \frac{m}{M \cdot V_{\text{р-ра}}} \Rightarrow m = C \cdot M \cdot V_{\text{р-ра}}$$

$$m(\text{HCl}) = 0,1 \cdot 36,5 \cdot 0,5 = 1,825 \text{ г}$$

④ Расчет объема 20%-ного раствора соляной кислоты:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\rho \cdot V} \Rightarrow V = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\omega \cdot \rho},$$

$$V = \frac{1,825}{0,2 \cdot 1,1} = 8,3 \text{ мл}$$

⑤ Ответ: 8,3 мл.

РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА

Раствор – смесь, состоящая по крайней мере из двух компонентов – растворенное вещество, растворитель. Поэтому при решении задач по уравнению реакции необходимо рассчитать массу чистого вещества в растворе.

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \Rightarrow m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot m_{\text{р-ра}}$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\rho \cdot V_{\text{р-ра}}} \Rightarrow m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot \rho \cdot V_{\text{р-ра}}$$

$$C = \frac{m}{M \cdot V_{\text{р-ра}}} \Rightarrow m = C \cdot M \cdot V_{\text{р-ра}}$$

Задача 1

Рассчитать объем (н. у.) и количество вещества водорода по реакции взаимодействия цинка с 12%-ным раствором серной кислоты ($\rho = 1,083$ г/мл) объемом 50 мл.

① Дано:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12\%$$

$$V_{\text{р-ра}} = 50 \text{ мл}$$

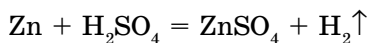
$$\rho_{\text{р-ра}} = 1,083 \text{ г/мл}$$

Найти: $V(\text{H}_2) - ?$

$\nu(\text{H}_2) - ?$

Решение:

② Составление уравнения реакции:



ν , моль

1

1

M , г/моль

98

—

m , г

98

—

V , л

—

22,4

③ Расчет массы чистой кислоты:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,12 \cdot 50 \cdot 1,083 = 6,5 \text{ г}$$

④ Расчет объема водорода по уравнению:

$$98 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 : 22,4 \text{ л } \text{H}_2 = 6,5 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 : x \text{ л } \text{H}_2$$

$$x = 1,49 \text{ л}$$

$$\textcircled{5} \nu = \frac{V}{V_m}; \nu(\text{H}_2) = \frac{1,49}{22,4} = 0,066 \text{ моль.}$$

⑥ Ответ: 1,49 л H_2 ; 0,066 моль.

Задача 2

Рассчитать объем раствора гидроксида натрия с концентрацией 0,25 моль/л, необходимого для нейтрализации 20%-ной ($\rho = 1,12$ г/мл) азотной кислоты объемом 25 мл. Сколько нитрата натрия образуется?

① Дано:

$$C(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ моль/л}$$

$$\omega(\text{HNO}_3) = 20\%$$

$$\rho_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = 1,12 \text{ г/мл}$$

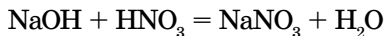
$$V_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = 25 \text{ мл}$$

Найти: $V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) - ?$

$m(\text{NaNO}_3) - ?$

Решение:

② Составление уравнения реакции:



ν , моль

1

1

1

M , г/моль

40

63

85

m , г

40

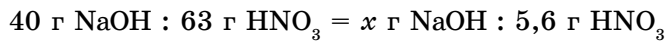
63

85

③ Расчет массы чистой кислоты:

$$m(\text{HNO}_3) = 0,2 \cdot 25 \cdot 1,12 = 5,6 \text{ г}$$

④ Расчет массы гидроксида натрия по уравнению:



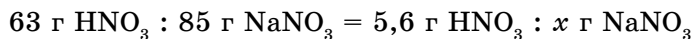
$$x = 3,56 \text{ г NaOH}$$

⑤ Расчет объема раствора гидроксида натрия:

$$C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}} \Rightarrow V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{C \cdot M};$$

$$V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = \frac{3,56}{0,25 \cdot 40} = 0,356 \text{ л}$$

⑥ Определение массы нитрата натрия.



$$x = 7,56 \text{ г}$$

⑦ Ответ: 356 мл р-ра NaOH, 7,56 г NaNO₃.

СПОСОБЫ ИЗМЕНЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА

Существует несколько способов изменения концентрации раствора: смешение двух растворов с известными концентрациями, разбавление или сгущение путем выпаривания и добавления растворенного вещества.

А. Определение концентрации раствора, полученного смешением двух растворов с известными концентрациями.

Какова концентрация раствора, полученного смешением 400 г 10%-ного и 300 г 25%-ного растворов?

① Дано:

$$m(1) = 400 \text{ г}$$

$$\omega_1 = 10\%$$

$$m(2) = 300 \text{ г}$$

$$\omega_2 = 25\%$$

Найти: ω_3 - ?

Решение:

② Находим массу растворенного вещества в исходных растворах:

$$\omega_1 = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}} \Rightarrow m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%};$$

$$m_{\text{в-ва}}(1) = \frac{10 \cdot 400}{100} = 40 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва}}(2) = \frac{25 \cdot 300}{100} = 75 \text{ г}$$

③ Находим общую массу раствора:

$$m(3) = m(1) + m(2) = 400 + 300 = 700 \text{ г}$$

④ Находим общую массу растворенного вещества после смешения растворов:

$$m(\text{общ.}) = m(1) + m(2) = 40 + 75 = 115 \text{ г}$$

⑤ Находим процентную концентрацию:

$$\omega_3 = \frac{115 \cdot 100\%}{700} = 16,43\%$$

⑥ Ответ: $\omega_3 = 16,43\%$.

В. Определение концентрации раствора после разбавления.

В лабораториях растворы нужной концентрации готовят путем разбавления концентрированных растворов.

К 500 г 15%-ного раствора соли добавили 200 г воды. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

① Дано:

$$m(1)_{\text{р-ра}} = 500 \text{ г}$$

$$\omega_1 = 15\%$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г}$$

Найти: $\omega_2 - ?$

Решение:

② Находим массу растворенного вещества в исходном растворе:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}} \Rightarrow m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%};$$

$$m_{\text{в-ва}}(1) = \frac{15 \cdot 500}{100} = 75 \text{ г}$$

③ Рассчитаем массу раствора после разбавления:

$$m(2)_{\text{р-ра}} = m(1)_{\text{р-ра}} + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(2)_{\text{р-ра}} = 500 + 200 = 700 \text{ г}$$

④ Определим массовую долю соли в растворе после добавления воды:

$$\omega = \frac{75 \cdot 100\%}{700} = 10,71\%$$

⑤ Ответ: $\omega_2 = 10,71\%$

С. Определение концентрации после увеличения массы растворенного вещества в растворе.

Концентрацию раствора можно повысить двумя способами:

- 1) добавлением растворенного вещества;
- 2) испарением части растворителя (H_2O).

а) Определите концентрацию раствора после добавления 30 г вещества к 250 г 5%-ного раствора.

① Дано:

$$\omega_1 = 5\%$$

$$m(1)_{\text{р-ра}} = 250 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва}} = 30 \text{ г}$$

Найти: $\omega_2 - ?$

Решение:

② Рассчитаем массу вещества в исходном растворе:

$$m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%}; m_{\text{в-ва}} = \frac{5 \cdot 250}{100\%} = 12,5 \text{ г}$$

③ Находим массы получившегося раствора и растворенного в нем вещества:

$$m(2)_{\text{р-ра}} = m(1)_{\text{р-ра}} + m_{\text{в-ва}}$$

$$m(2)_{\text{р-ра}} = 250 + 30 = 280 \text{ г}$$

$$m(2)_{\text{в-ва}} = m(1)_{\text{в-ва}} + m_{\text{в-ва}} = 12,5 + 30 = 42,5 \text{ г}$$

④ Рассчитываем процентную концентрацию вещества в полученном растворе:

$$\omega_2 = \frac{42,5 \text{ г} \cdot 100\%}{280 \text{ г}} = 15,18\%$$

⑤ Ответ: $\omega_2 = 15,18\%$.

б) Определите процентную концентрацию раствора после испарения 200 г воды из 700 г 15%-ного раствора.

① Дано:

$$\omega_1 = 15\%$$

$$m(1)_{\text{р-ра}} = 700 \text{ г}$$

$$m(\text{воды}) = 200 \text{ г}$$

Найти: $\omega_2 - ?$

Решение:

② Определяем массу растворенного вещества в исходном растворе:

$$m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%};$$

$$m_{\text{в-ва}} = \frac{15 \cdot 700}{100\%} = 105 \text{ г}$$

③ Находим массу раствора после выпаривания:

$$m(2)_{\text{р-ра}} = m(1)_{\text{р-ра}} - m(\text{H}_2\text{O}) = 700 \text{ г} - 200 \text{ г} = 500 \text{ г}$$

④ Определяем концентрацию раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}}; \quad \omega_2 = \frac{105 \text{ г} \cdot 100\%}{500 \text{ г}} = 21\%$$

⑤ Ответ: $\omega_2 = 21\%$.

А



1. Рассчитайте концентрацию раствора после разбавления, если к 300 мл воды долито при перемешивании 500 мл 30%-ного раствора ($\rho = 1,149 \text{ г/мл}$) соляной кислоты.

Ответ: 19,7%.

2. Сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 500 мл 0,2 молярного раствора сульфата меди (II).

Ответ: 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

3. Рассчитать, какой объем соляной кислоты концентрацией 0,05 моль/л необходим для нейтрализации 10 мл раствора гидроксида калия концентрацией 0,15 моль/л.

Ответ: 30 мл.

В

1. Врачи вводят под кожу или в вену больного так называемый физиологический раствор – 0,85%-ный раствор хлорида натрия. Рассчитайте массу соли при введении 250 мл ($\rho = 1,003 \text{ г/мл}$) физиологического раствора.

Ответ: 2,13 г.

2. Рассчитайте массу глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) в 5 л крови человека ($\rho = 1,05$ г/мл), если содержание глюкозы в крови составляет 0,1%.

Ответ: 5,25 г.

3. При засолке огурцов в трехлитровую банку заливают рассол объемом 950 мл и добавляют 3 столовых ложки поваренной соли (в 1 столовой ложке помещается 30 г соли). Определите массовую долю поваренной соли в приготовленном рассоле.

Ответ: 8,65%.

С

1. Рассчитайте процентную концентрацию насыщенного раствора нитрата бария при температуре 70°C, если растворимость этой соли составляет 20 г/100 г воды.

Ответ: 16,67%.

2. Определите массовую долю и растворимость поваренной соли, если при температуре 15°C в 274 г насыщенного раствора содержится 74 г NaCl.

Ответ: 27%, 37 г/100 г H_2O .

3. Рассчитайте концентрацию полученного раствора при смешении 500 мл 23%-ного раствора ($\rho = 1,3$ г/мл) и 200 мл 42%-ного раствора ($\rho = 1,7$ г/мл).

Ответ: 29,53%.



Знаешь ли ты?

Вещество состоит из двух элементов, один из них горит, а другой поддерживает горение. Полученное вещество гасит огонь, что это за вещество?

Словарь по темам «Растворимость и растворы»

№	Русский	Казахский	Английский
1.	растворитель	еріткіш	solvent
2.	растворенное вещество	еріген зат	solute
3.	раствор	ерітінді	solution (solvent)
4.	растворимость	ерігіштік	solubility
5.	концентрация растворов	ерітінді концентрация	concentration of solutions
6.	массовая доля растворенного вещества	еріген заттың массалық үлесі	solute's mass fraction
7.	молярная концентрация растворов	ерітіндінің молярлы концентрациясы	molar concentration

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Растворы – однородные системы, состоящие из растворенного вещества и растворителя.

2. Вещества характеризуются растворимостью.

3. Растворимость зависит от агрегатного состояния вещества, температуры и давления (для газообразных веществ).

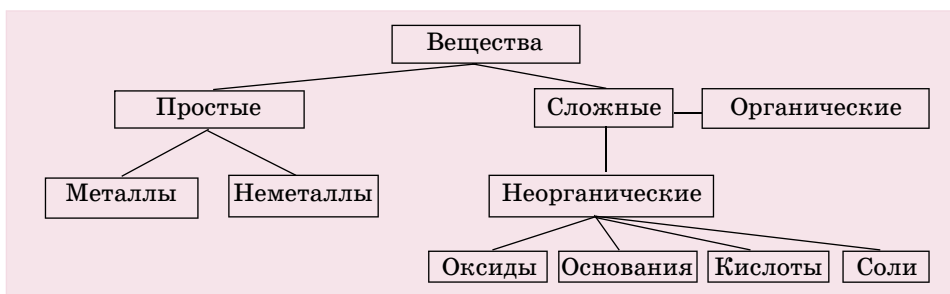
4. Концентрация растворов выражается массовой долей растворенного вещества и молярной концентрацией.

Глава XI.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Эта глава посвящена основным классам неорганических веществ. Вещества, имеющие сходный состав и свойства, объединяются в единый класс соединений. Классификация веществ приведена в схеме 1.

Схема 1. Классификация веществ



§42 | ОКСИДЫ

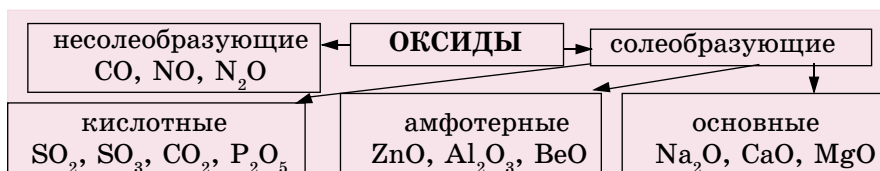


Горение, кислород, воздух

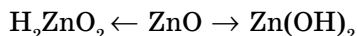
Рассмотрим подробно большой класс сложных веществ – оксиды.

Оксиды – вещества, состоящие из атомов двух элементов, одним из которых является кислород. Оксиды подразделяются на несолеобразующие и солеобразующие (схема 2), а солеобразующие, в свою очередь, делятся на кислотные, основные и амфотерные.

Схема 2. Классификация оксидов



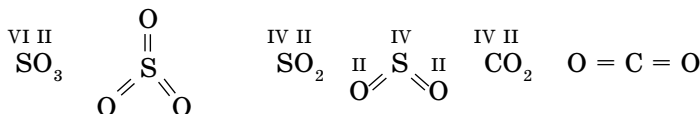
Кислотным оксидам соответствуют кислоты $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$; $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; основным оксидам – основания: $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$; $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$. А амфотерным оксидам соответствуют и кислоты, и основания:



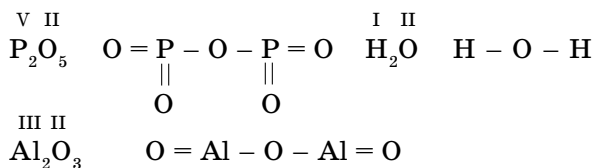
К кислотным оксидам относятся оксиды неметаллов, к основным оксидам – оксиды металлов. А к амфотерным оксидам относятся оксиды, проявляющие общие свойства оксидов – взаимодействие и с кислотами, и с щелочами.

Химические формулы, в которых указан порядок соединения атомов в молекулах, называются графическими формулами. В этих формулах каждой черточке соответствует единица валентности элемента.

Графические формулы оксидов.



Если число атомов оксидообразующего элемента четное, то один из атомов кислорода соединяет эти атомы:



Номенклатура оксидов. Для некоторых оксидов существуют исторически сложившиеся (тривиальные) названия: Al_2O_3 – глинозем, корунд, SiO_2 – кремнезем.

Международная номенклатура оксидов приведена в таблице 22.

Таблица 22. Названия некоторых оксидов

Химическая формула	Тривиальное название	Международное название
CO	Угарный газ	Оксид углерода (II), монооксид углерода
CO ₂	Углекислый газ	Оксид углерода (IV), диоксид углерода
SO ₂	Сернистый газ	Оксид серы (IV), диоксид серы
SO ₃	Серный ангидрид	Оксид серы (VI), триоксид серы
N ₂ O	Веселящий газ	Оксид азота (I), монооксид диазота
P ₂ O ₅	Фосфорный ангидрид	Оксид фосфора (V), пентаоксид дифосфора
FeO · Fe ₂ O ₃	Железная окалина	Оксид железа (II), (III)
Fe ₂ O ₃	Гематит	Оксид железа (III), триоксид дижелеза
Al ₂ O ₃	Корунд, глинозем	Оксид алюминия, триоксид диалюминия

Физические свойства. Оксиды могут существовать в трех агрегатных состояниях:

CuO, CaO, Fe₂O₃, P₂O₅ – твердые вещества;

CO_2 , SO_2 , NO_2 – газообразные вещества;

H_2O , N_2O_3 ($t^\circ < 0$) – жидкости.

Оксиды отличаются и по цвету, и по запаху. Например, Fe_2O_3 – красноватого, ZnO и MgO – белого, CuO – черного, MnO_2 – коричневого, Cr_2O_3 – зеленого, SnO – насыщенного синего цвета.

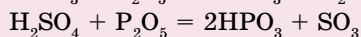
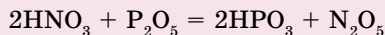
SO_2 , SO_3 , NO_2 имеют удушливый, едкий запах.

CO , NO , CO_2 – без запаха.



Запомни!

Оксид фосфора (V) очень хорошо впитывает влагу. Это свойство проявляется у него в 30 000 раз сильнее, чем у хлорида кальция и в 300 раз сильнее, чем у концентрированной серной кислоты. Оксид фосфора (V) может даже кислоты перевести в ангидриды:



A

1. Установите соответствие между приведенными ниже химическими формулами оксидов и их названиями:

- | | |
|---------------------------|------------------------|
| A. MnO_2 | 1. Оксид бора |
| B. MgO | 2. Оксид марганца (IV) |
| C. V_2O_5 | 3. Оксид ванадия (V) |
| D. Na_2O | 4. Оксид натрия |
| E. B_2O_3 | 5. Оксид магния |

A	B	C	D	E

2. Составьте графические формулы оксидов титана (II, III, IV).
3. Сколько молей составляют 17,6 г углекислого газа?
4. Определите объем 2,5 молей газа NO (при н. у.)?

B

1. В какой массе образца оксида алюминия содержится столько же структурных единиц, сколько в 100 г воды?

Ответ: 566,7 г Al_2O_3 .

2. Рассчитайте массу кислорода в 500 г оксида железа (III).
3. Рассчитайте массу серной кислоты, необходимой для растворения 16 г оксида меди (II). ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$).
4. Составьте формулы оксидов, если отношения масс элементов в них следующие:

$$m(\text{N}) : m(\text{O}) = 7 : 4$$

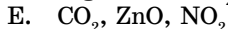
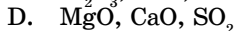
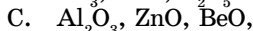
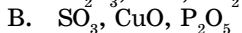
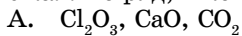
$$m(\text{N}) : m(\text{O}) = 7 : 16$$

$$m(\text{N}) : m(\text{O}) = 7 : 8$$

$$m(\text{N}) : m(\text{O}) = 7 : 20$$

$$m(\text{N}) : m(\text{O}) = 7 : 12$$

5. Укажите ряд, в котором расположены амфотерные оксиды:



С

1. Определите формулы оксидов, соответствующих следующим соединениям: H_3BO_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, H_2CrO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HClO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_2SiO_3 , KOH .
2. Оксид четырехвалентного элемента содержит 13,39% кислорода. Определите этот элемент.
3. Рассчитайте объем 20% -ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,225 \text{ г/мл}$), который может вступать в реакцию с 8,96 л (н. у.) оксида серы (IV) по следующей схеме:

$$\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$$

Ответ: 130,6 мл.

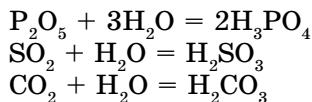
4. Одинаковое ли количество кислорода можно получить при разложении:
 - а) одного моля оксида серебра (I) и одного моля оксида ртути (II);
 - б) одного грамма оксида серебра (I) и одного грамма оксида ртути (II)?

§43 | ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Свойства оксидов зависят от того, оксидом какого элемента является данное вещество.

Химические свойства кислотных оксидов.

1. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой, образуя кислоты:

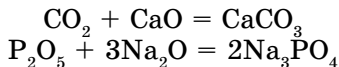


Если продувать углекислый газ через воду, в которую добавлен раствор синего лакмуса, то раствор постепенно приобретает красный цвет. Это свидетельствует о том, что образовалась, хотя и неустойчивая, угольная кислота. Оксид кремния не растворим в воде, поэтому нерастворимую в воде кремниевую кислоту получают другими способами.

Вывод:

кислотный оксид + вода = кислота

2. Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами, образуя соли:



Вывод:

кислотный оксид + основной оксид = соль

3. Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, образуя соль и воду (рис. 57).

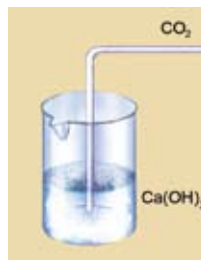
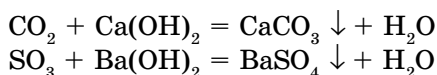


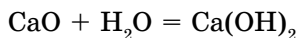
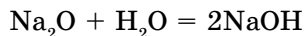
Рис. 57.
Кислотный оксид (CO_2) взаимодействует с основанием

Вывод:

кислотный оксид + растворимое основание = соль + вода

Химические свойства основных оксидов.

1. Оксиды активных металлов при взаимодействии с водой образуют щелочи:



Если подействовать на негашеную известь (CaO) водой, то сразу начнется реакция с выделением тепла. При добавлении к образовавшемуся раствору капли раствора фенолфталеина появляется малиновая окраска.

Вывод:

оксид активного металла + вода = щелочь

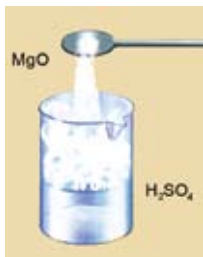
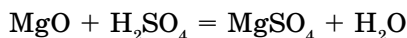
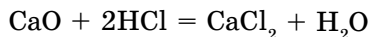


Рис. 58.
Основной оксид
взаимодействует
с кислотой

2. При взаимодействии основных оксидов с кислотами образуются соль и вода (рис. 58):

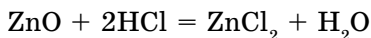


основной оксид + кислота = соль + вода

Химические свойства амфотерных оксидов.

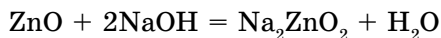
Амфотерные оксиды являются твердыми веществами.

При взаимодействии с кислотами они проявляют свойства основных оксидов:



амфотерный оксид + растворимая кислота → соль + вода

При взаимодействии со щелочами проявляют свойства кислотных оксидов, образуя соль и воду.



амфотерный оксид + щелочь → соль + вода

Для того чтобы написать формулу соли, к формуле оксида мысленно добавим молекулу воды ($\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{ZnO}_2$), тогда получим формулу соответствующей кислоты. В результате реакции образуется соль этой кислоты.

**Запомни!**

Почему мы зеваем? Кто-то ответит, что мы заполняем легкие кислородом воздуха. Это неправильный ответ. В действительности, когда количество углекислого газа в крови увеличено, мы начинаем зевать, чтобы избавиться от CO_2 .

А

1. Классифицируйте следующие оксиды: Na_2O , CO_2 , CaO , SiO_2 , ZnO , SO_3 , Al_2O_3 , N_2O_5 .
2. Составьте формулы продуктов взаимодействия с водой: SO_3 , CaO .
3. Какие из данных веществ вступают во взаимодействие с оксидом кальция: H_2SO_4 , CuO , CO_2 , Na , CuCl_2 , NaOH ? Напишите уравнения возможных реакций.
4. Составьте графические формулы оксидов: фосфора (III), фосфора (V), железа (II), железа (III), диоксида углерода.
5. Как можно определить, является ли растворимый в воде оксид основным или кислотным?

В

1. Закончите уравнения следующих реакций:
 $\text{SO}_2 + \text{NaOH} = ? + ?$ $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow ? + ?$
 $\text{SO}_2 + \text{MgO} = ?$ $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = ?$ $\text{MgO} + \text{CO}_2 \rightarrow ?$
2. Напишите формулы продуктов сгорания следующих веществ: C_3H_8 , P , S , Mg , NO , SO_2 .
3. Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам: $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, LiOH .
4. В какой массе триоксида серы содержится столько же серы, сколько в 3,2 г диоксида серы?

Ответ: 4 г.



5. Каждому основанию соответствует основной оксид – оксид металла. Можно ли сказать, что всякому оксиду металла соответствует основание?
6. Подготовьте презентацию по теме «Оксиды».

С

1. Закончите следующие уравнения реакций, подберите нужные коэффициенты:
 $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + ?$ $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + ?$
 $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + ?$ $\text{CuS} + \text{O}_2 \rightarrow ? + \text{SO}_2$
2. Рассчитайте объем 30%-ного гидроксида натрия ($\rho = 1,332$ г/мл), необходимого для растворения 20,4 г оксида алюминия, уравнение реакции:

$$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$

Ответ: 120,1 мл.

3. Заполните таблицу знаками «+» или «-», отметьте химические свойства предложенных оксидов.

Формула оксида	Классификация	Соответствующие гидроксиды	Химические свойства				
			с водой	с кислотами	с основаниями	с оксидами	
						кислотными	основными
CaO							
SO ₂							
ZnO							
Na ₂ O							
Al ₂ O ₃							
P ₂ O ₅							

Запишите уравнения соответствующих реакций в тетради.



Лабораторный опыт № 6

Изучение свойств оксидов

Цель: знать и понимать классификацию и свойства оксидов.

Реактивы	Оборудование, посуда
Негашеная известь (CaO), красный фосфор, индикаторы, вода дистиллированная	Фарфоровая чашка, пробирки, железная ложка, спиртовка, коническая колба, спички

Взаимодействие воды с оксидами

а) с оксидом кальция:

Положите в фарфоровую чашку кусочек негашеной извести и осторожно залейте водой. Происходит ли реакция? Дайте отстояться, затем слейте раствор, разделив его на две пробирки, испытайте индикаторами. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям. Напишите уравнение реакции.

б) с оксидом фосфора (V):

Набрав немного красного фосфора железной ложкой, держите на пламени спиртовки. Как только фосфор загорится, перенесите в коническую колбу. Колба заполнится белым дымом оксида фосфора. Налейте немного дистиллированной воды и перемешайте. Испытайте индикаторами. Напишите уравнение реакции.

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Оксиды – это вещества, состоящие из атомов двух элементов, одним из которых является кислород.
2. Оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.
3. Оксиды типичных металлов относятся к основным, а неметаллов – к кислотным, оксиды некоторых металлов относятся к амфотерным.
4. Основные оксиды вступают во взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами, а также с кислотами.
5. Кислотные оксиды вступают в реакции с основными, амфотерными оксидами, а также со щелочами.
6. Оксиды металлов группы I–II А вступают в реакции с водой, а также с растворимыми в воде оксидами неметаллов.

§44 | КИСЛОТЫ

Перейдем теперь к изучению нового класса соединений – кислот.

В повседневной жизни вам не раз приходилось слышать о кислотах, к примеру об уксусной кислоте, которую применяют при консервировании овощей. Кислый вкус незрелых яблок, лимона, щавеля, кумыса и кефира обусловлен наличием в их составе различных кислот (рис. 59).

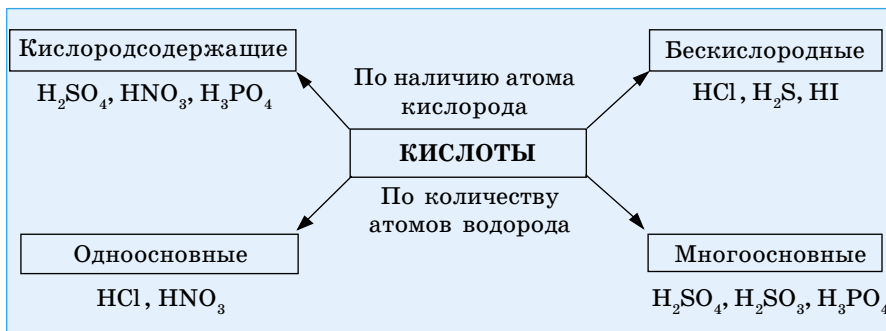
Соляную и серную кислоты получают промышленным способом.

Кислоты – сложные вещества, имеющие в своем составе атомы водорода, способные замещаться на атомы металла и кислотные остатки.



Рис. 59. Кислоты в природе

Схема 3. Классификация кислот по составу



Как вы видите из схемы 3, кислоты по наличию в их составе кислорода подразделяются на кислородсодержащие и бескислородные. По числу атомов водорода – на одноосновные и многоосновные.

Азотная (HNO_3), соляная (HCl) и серная (H_2SO_4) кислоты – жидкие вещества, а фосфорная (H_3PO_4) и борная (H_3BO_3) кислоты – твердые. Кремниевая (H_2SiO_3) кислота – нерастворимое в воде соединение, а угольная H_2CO_3 и сернистая (H_2SO_3) – неустойчивые, легко разлагающиеся вещества.

Для определения принадлежности вещества к кислотам или основаниям применяются **индикаторы**. Например, *фиолетовый лакмус* в кислой среде краснеет, в щелочной – синеет, а в нейтральной – остается фиолетовым. Метилоранж в кислой среде становится розовым.

В кислоте и соответствующем ей оксиде заряд кислотообразующего элемента должен быть одинаковый.

Например, в фосфорной кислоте (H_3PO_4) заряд фосфора +5.

$$+1 \times -2$$



По методу «нулевой суммы»:

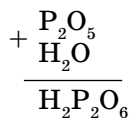
$$+ 1 \cdot 3 + x + 4(-2) = 0$$

$$x = +5$$

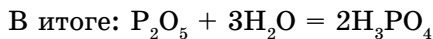
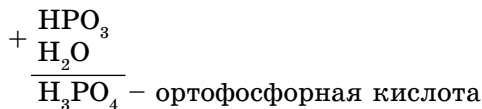
Заряд фосфора соответствует валентности элемента фосфора.

Следовательно, этой кислоте соответствует оксид фосфора (V) P_2O_5 .

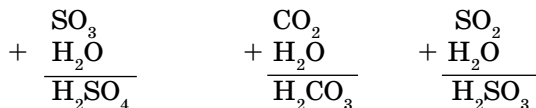
Для вывода формул кислот по формулам оксидов можно **мысленно** (так как не все оксиды вступают в реакцию с водой) сложить формулы оксидов и воды.



Получим формулу, в которой все индексы четные, поэтому их можно сократить на 2. $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6 : 2 = \text{HPO}_3$. К полученной формуле метафосфорной кислоты добавим еще одну молекулу воды:

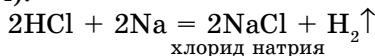


Рассмотрим другие примеры вывода формул кислот, когда известны формулы соответствующих им оксидов:

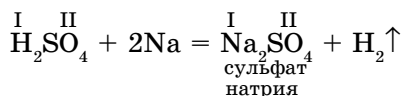
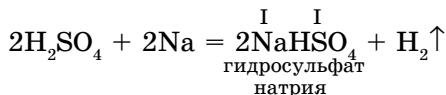


Оксиды, соответствующие кислотам, называются кислотными.

Кислоты состоят из атомов водорода и кислотных остатков. Как можно определить валентность кислотных остатков? В соляной кислоте хлор связан с одним атомом водорода, который замещается на металл при взаимодействии кислоты с металлом ($\text{H}-\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$):



В серной кислоте имеются два атома водорода, при их постепенном замещении на атом металла образуются одновалентный ($\overset{\text{I}}{\text{HSO}_4}$) и двухвалентный ($\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$) кислотные остатки.



В составе фосфорной кислоты три атома водорода. При замещении одного из них образуется одновалентный остаток ($\overset{\text{I}}{\text{H}_2\text{PO}_4}$), при дальнейшем замещении – двухвалентный остаток ($\overset{\text{II}}{\text{HPO}_4}$), далее – трехвалентный остаток ($\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$). Отсюда можно сделать следующий вывод: **валентность кислотных остатков определяется числом атомов водорода, замещенных на металл.**

В ходе химических реакций кислотные остатки сохраняются.

Номенклатура кислот. Если кислотообразующий элемент проявляет переменную валентность, то название кислоты, соответствующей промежуточной валентности элемента, образуется от названия элемента с помощью суффикса **-ист** и окончания **-ая** (табл. 23).

H_2SO_3 – сернистая

HNO_2 – азотистая

H_3PO_3 – фосфористая

Название кислоты, соответствующей высшей валентности кислотообразующего элемента, образуется от названия элемента с помощью суффикса **-н-** и окончания **-ая**,

HNO_3 – азотная

H_2SO_4 – серная

H_3PO_4 – фосфорная

HClO_4 – хлорная

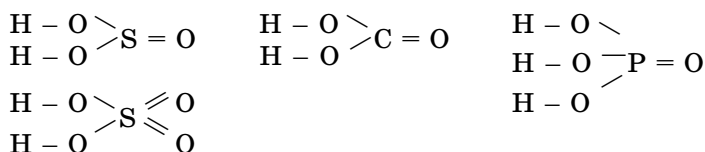
Некоторые кислоты имеют как исторические названия, так и международные. Например, HCl – соляная кислота (хлороводородная), HF – плавиковая (фтороводородная), H_2CO_3 – угольная (карбонат водорода), H_3PO_4 – фосфорная (тетраоксотригидрофосфат, число атомов элементов указывается греческими числительными).

Таблица 23. Названия кислот и валентность кислотных остатков

Формула кислоты	Название кислоты	Валентность и название кислотного остатка		
		I	II	III
HCl	Соляная	Cl – хлорид		
HNO_3	Азотная	NO_3 – нитрат		
H_2S	Сероводородная	HS – гидросульфид	S – сульфид	
H_2SO_3	Сернистая	HSO_3 – гидросульфит	SO_3 – сульфит	
H_2SO_4	Серная	HSO_4 – гидросульфат	SO_4 – сульфат	
H_2CO_3	Угольная	HCO_3 – гидрокарбонат	CO_3 – карбонат	
H_3PO_4	Фосфорная	H_2PO_4 – дигидрофосфат	HPO_4 – гидрофосфат	PO_4 – фосфат

Графические формулы кислот.

Составление графических формул кислот начинается с написания знака водорода, так как он одновалентен: $\text{H} - \text{Cl}$, $\text{H} - \text{S} - \text{H}$. Как видно из формул, в бескислородных кислотах атом водорода непосредственно связывается с кислотообразующим элементом. А в кислородсодержащих кислотах водород соединяется с кислотообразующим элементом посредством атома кислорода:



**Запомни!**Нерастворимая кислота – H_2SiO_3 Неустойчивые кислоты – H_2CO_3 (H_2O , CO_2) угольная
 H_2SO_3 (H_2O , SO_2) сернистая

Летучие кислоты –

 H_2S ↑ сероводородная HCl ↑ – хлороводородная HBr ↑ – бромоводородная HI ↑ – йодоводородная**А**

1. Определите валентность кислотных остатков угольной и сероводородной кислот.
2. Напишите формулы соответствующих оксидов угольной и азотной кислот. Напишите уравнения реакций образования этих кислот.
3. Допишите схемы уравнений реакций и расставьте коэффициенты:
 $?\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2$
 $?\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3$
 $?\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$
4. Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим кислотам: HClO , H_3PO_3 , H_2CrO_4 , H_2MnO_4 , HMnO_4 , H_2CO_3 .

В

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия натрия с серной и фосфорной кислотами, если реакции идут с постепенным замещением атомов водорода в кислоте на металл.
2. Сколько граммов серной кислоты вступает в реакцию с 48 г магния?
Ответ: 196 г.
3. При взаимодействии цинка с соляной кислотой выделилось 67,2 л водорода (н. у.). Определите массу кислоты, вступившей в реакцию.
Ответ: 219 г.

4. Укажите ряд, в котором расположены кислоты, где валентность кислотообразующего элемента равна пяти:
 А. HClO_4 , HClO_3 , H_2CO_3
 Б. H_2SO_4 , HNO_3 , HCl
 В. H_3PO_4 , HNO_3 , HClO_3
 Г. HCl , H_2SO_3 , HNO_2
 Д. HBr , H_2SiO_3 , HClO

С

1. Напишите формулы кислот, соответствующих следующим оксидам: N_2O_5 , Cl_2O_7 .
2. Сколько хлора и водорода (м^3) при нормальных условиях необходимо для получения 10 м^3 хлороводорода?
3. Составьте формулы кислот, если соотношения масс элементов в них таковы:



а) $m(\text{H}) : m(\text{P}) : m(\text{O}) = 3 : 31 : 48$;

б) $m(\text{H}) : m(\text{P}) : m(\text{O}) = 3 : 31 : 64$.

4. Заполните таблицу:

Формула кислоты	Название кислоты	Валентность кислотного остатка	Валентность кислотообразующего элемента	Формулы соответствующих оксидов
HClO_4				
HMnO_4				
H_2CO_3				
H_2SiO_3				
H_3PO_4				

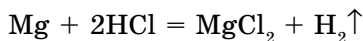
§45

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Химические свойства кислот. Кислоты составляют одну группу сложных веществ и обладают общими характерными для них свойствами.

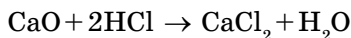
- КИСЛОТЫ
- 1) взаимодействуют с активными металлами;
 - 2) взаимодействуют с основными оксидами;
 - 3) взаимодействуют с основаниями;
 - 4) взаимодействуют с солями;
 - 5) некоторые разлагаются при нагревании.

1. Взаимодействие кислот с металлами. В соответствии с определением, кислоты должны вступать в реакции с металлами. Все ли металлы взаимодействуют с кислотами? Вспомните, как кислоты взаимодействуют с металлами (§12).

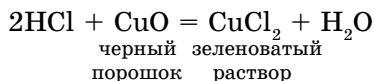


кислота + металл = соль + водород

2. Взаимодействие кислот с оксидами металлов. Поместим в пробирку оксид кальция, добавим раствор соляной кислоты, при этом образуется соль хлорид кальция и вода:

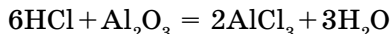


С оксидом меди (II) образуется зеленоватый раствор хлорида меди (II) и вода:



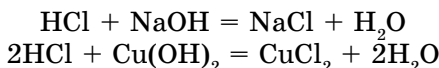
кислота + основной оксид = соль + вода

Кислоты вступают в реакции с амфотерным оксидом и образуют соль и воду:



кислота + амфотерный оксид → соль + вода

3. Кислоты взаимодействуют с растворимыми и нерастворимыми основаниями:

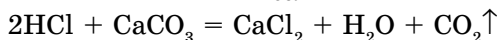
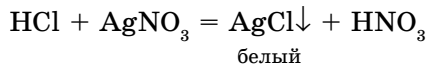
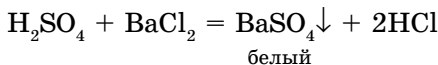


Кислоты, взаимодействуя с основаниями, образуют соль и воду.

Общая схема:

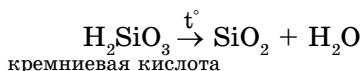
кислота + основание = соль + вода

4. Кислоты вступают в реакции обмена с солями и образуют кислоту:



Кислоты с солями образуют осадок или с карбонатами образуют углекислый газ (CO_2).

5. Некоторые нерастворимые кислоты при нагревании разлагаются:



Кислоты – серная, азотная, соляная, уксусная – очень едкие. Они разъедают даже самые стойкие металлы. Некоторые кислоты безвредны: вкус лимонов и апельсинов. Молочная кислота образуется, когда скисает молоко.

А



1. Как классифицируются кислоты?
2. Даны следующие кислоты: соляная HCl , фтористоводородная HF , фосфорная H_3PO_4 , угольная H_2CO_3 , кремниевая H_2SiO_3 , мышьяковистая H_3AsO_3 . Укажите, какие из этих кислот являются одноосновными, какие – двухосновными и какие – трехосновными.
3. С помощью каких индикаторов определяют кислоты?
4. Определите валентности кислотообразующих элементов в кислотах, перечисленных в задании 2.
5. Приведите в соответствие названия и формулы кислот:

- А. сернистая
В. серная
С. сероводородная
D. азотистая
Е. азотная

1. HNO_2
2. HNO_3
3. H_2SO_3
4. H_2SO_4
5. H_2S

A	B	C	D	E

В

- С какими из данных веществ вступает в реакцию серная кислота: NaOH , H_3PO_4 , CO_2 , Au , FeS , MgO , Fe ? Составьте уравнения возможных реакций.
- Составьте графические формулы следующих кислот: бромоводородная HBr , угольная H_2CO_3 , фосфористая H_3PO_3 , азотистая HNO_2 , йодоводородная HI , сернистая H_2SO_3 .
- Напишите формулы кислот, соответствующие следующим оксидам: CO_2 , SO_3 , P_2O_5 , N_2O_3 .
- Составьте формулы оксидов, соответствующих следующим кислотам: HClO , H_2SO_4 , HNO_3 , HMnO_4 .

С

- Закончите уравнения реакций:
 $\text{HCl} + \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow$
 $\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 \rightarrow$
- Составьте формулу кислоты по соотношению масс элементов:
 $m(\text{H}) : m(\text{C}) : m(\text{O}) = 1 : 6 : 24$
- Какой объем (н. у.) углекислого газа выделится при взаимодействии 500 г 30%-ной соляной кислоты с карбонатом кальция?
- Определите объем 25,8%-ного гидроксида натрия ($\rho = 1,285$ г/мл), необходимого для нейтрализации 300 г 20%-ного раствора серной кислоты.

Ответ: 46,03 л CO_2 .

Ответ: 147,74 мл.



Лабораторный опыт № 7

Изучение свойств кислот

Цель: знать и понимать состав и свойства кислот.

Реактивы	Оборудование, химическая посуда
H_3PO_4 (раствор), индикатор (метилоранж, фенолфталеин, синий лакмус), металлы: Mg , Cu , Zn , MgO – оксид магния или магниевая лента, AgNO_3 – нитрат серебра, дистиллированная вода.	Пробирки, спиртовка, спички, асбестированная сетка, стеклянная палочка, щипцы

Опыт 1. Действие индикаторов на растворы кислот.

1. Налейте в три пробирки по 3–5 мл дистиллированной воды и добавьте в каждую по две капли индикатора: в первую пробирку – лакмуса, во вторую –

метилоранжа и в третью – фенолфталеина. Затем в каждую пробирку добавьте раствор фосфорной кислоты. Пронаблюдайте за изменением окраски и заполните следующую таблицу.

Действие индикаторов на растворы кислот

Среда	Цвет индикатора		
	Фенолфталеин	Метилоранж	Лакмус
Нейтральная			
Кислая			

Обратите внимание на физические свойства (цвет, запах, растворимость) кислоты.

Опыт 2. Действие кислоты на металлы.

Налейте в три пробирки раствор фосфорной кислоты. В одну из пробирок насыпьте немного порошка магния, во вторую поместите гранулы цинка, а в третью – медные стружки. Что вы наблюдаете?

Обратите внимание на интенсивность протекания реакций. Напишите уравнения реакций. Сделайте соответствующие выводы.

Опыт 3. Действие кислоты на оксиды и гидроксиды металлов.

Возьмите щипцами кусочек ленты магния, сожгите над асбестовой сеткой и соберите продукты горения.

Каков цвет оксида? Внесите часть порошка оксида магния в пробирку с дистиллированной водой, тщательно размешайте стеклянной палочкой и добавьте к раствору несколько капель фенолфталеина. Что наблюдается? К этому раствору долейте раствор фосфорной кислоты. Что происходит?

Во вторую пробирку наберите оставшуюся часть оксида и долейте раствор фосфорной кислоты. Напишите химические уравнения происходящих реакций.

Опыт 4. Действие раствора кислоты на раствор соли.

Наберите в пробирку раствор фосфорной кислоты, затем добавьте раствор нитрата серебра (I) по каплям. Что происходит? Каков цвет и состав осадка? Напишите уравнение реакции.



Кислотные дожди постепенно отравляют озера и реки, угрожая жизни животных и растений, обитающих в водоемах. Поэтому люди стараются уменьшать количество газовых отходов, которые выбрасываются в атмосферу в промышленно развитых странах.

ДЕЛАЕМ ВЫВООДЫ

1. Кислоты – сложные вещества, имеющие в своем составе атомы водорода, способные замещаться на атомы металлов, и кислотные остатки.

2. Кислоты классифицируются по содержанию атомов водорода на одноосновные и многоосновные, а по содержанию атомов кислорода – на бескислородные и кислородсодержащие.

3. Кислоты вступают во взаимодействие с металлами, с основными и амфотерными оксидами, с основаниями и с солями.

4. Некоторые кислоты (нерастворимые, неустойчивые кислоты) разлагаются при нагревании.

§46 | ОСНОВАНИЯ. СОСТАВ, НОМЕНКЛАТУРА



Какие щелочи вы знаете? Какие мыльные вещества вы встречали в повседневной жизни?

Есть вещества, противоположные по химическим свойствам кислотам. Это основания (рис. 60).

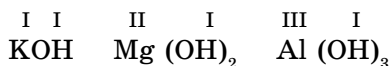
По материалам предыдущих параграфов вам уже известны такие основания, как NaOH – гидроксид натрия, Ca(OH)_2 – гидроксид кальция, Mg(OH)_2 – гидроксид магния.

Основаниями называются сложные вещества, состоящие из атомов металлов, связанных с одной или несколькими гидроксильными группами (OH).

Поскольку гидроксильная группа одновалентна, их число в составе оснований определяется валентностью металлов:



Рис. 60. Гидроксиды алюминия, меди (II), железа (III)



Номенклатура оснований. Названия оснований составляются следующим образом: к слову «гидроксид» добавляется русское название металла в родительном падеже, в скобках римской цифрой указывается переменная валентность.

NaOH – гидроксид натрия

Ca(OH)₂ – гидроксид кальция

Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II)

Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III)

По международной номенклатуре указывается число гидроксильных групп.

Fe(OH)₂ – дигидроксид железа

Fe(OH)₃ – тригидроксид железа

У некоторых оснований сохранились старинные названия, которые связаны с их особыми свойствами или признаками.

NaOH – едкий натр

Ca(OH)₂ – гашеная известь

Классификация оснований. Физические свойства оснований

Понятию *основность кислот* соответствует понятие *кислотность оснований*. Кислотность определяется числом гидроксильных групп (табл. 24). В химических реакциях гидроксильные группы замещаются на кислотные остатки.

Таблица 24. Химические и графические формулы некоторых оснований

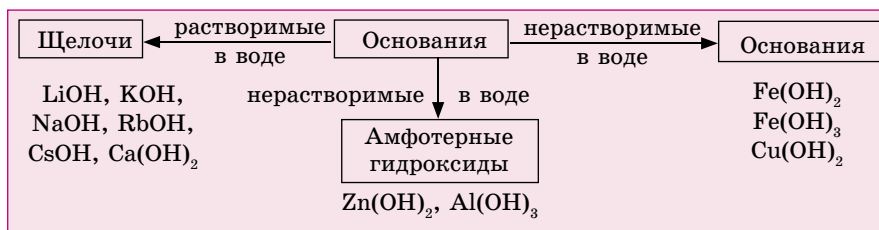
Химическая формула основания	Название основания	Формула и валентность остатков основания			Графическая формула
NaOH	Гидроксид натрия	I Na	–	–	Na–O–H
Cu(OH) ₂	Гидроксид меди (II)	I CuOH	II Cu	–	H–O–Cu–O–H
Fe(OH) ₂	Гидроксид железа (II)	I FeOH	II Fe	–	H–O–Fe–O–H
Fe(OH) ₃	Гидроксид железа (III)	I Fe(OH) ₂	II FeOH	III Fe	H–O–Fe–O–H O H

продолжение:

$\text{Al}(\text{OH})_3$	Гидроксид алюминия	I $\text{Al}(\text{OH})_2$	II AlOH	III Al	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O}-\text{Al}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$
--------------------------	--------------------	-------------------------------	---------------------	--------------------	--

Классификация оснований зависит от их растворимости в воде и химических свойств (схема 4). С помощью индикаторов определяют только растворимые основания – щелочи.

Схема 4. Классификация оснований



Физические свойства. Все основания являются твердыми веществами, свойства которых зависят от их способности растворяться в воде. Чтобы определить, растворимо или нерастворимо основание в воде, используйте таблицу растворимости. Водные растворы щелочей «мыльные» на ощупь, разъедают кожу, бумагу, ткань, поэтому они еще называются *едкими* щелочами (KOH , NaOH). При работе со щелочами необходимо соблюдать технику безопасности! Щелочи растворяют в фарфоровых кружках, так как стеклянная посуда не выдерживает их действия и быстро разрушается.

С помощью индикаторов определяют растворимые основания – щелочи.

А



1. Выпишите из данного ряда формулы оснований: H_2CO_3 , CuO , SO_2 , KOH , K_2SO_4 , Na_2CO_3 , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCO_3 , CO_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
2. Используя таблицу растворимости, напишите формулы нерастворимых оснований и дайте им названия.

В

1. В схемах уравнений химических реакций вместо вопросительного знака вставьте формулы соответствующих веществ, расставьте коэффициенты:
 $?\text{ + NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\text{ + Na}_2\text{SO}_4$
 $\text{P}_2\text{O}_5\text{ + ?} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4\text{ + H}_2\text{O}$
 $\text{H}_3\text{PO}_4\text{ + ?} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\text{ + H}_2\text{O}$

С

1. Сколько молей соляной кислоты необходимо для растворения 4,9 г гидроксида меди (II)?

Ответ: 0,1 моль.

§47 | ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Общим свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами с образованием соли и воды.

1. Взаимодействие оснований с кислотами.

Нальем немного гидроксида калия в стакан и добавим 1–2 капли индикатора – фенолфталеина. Раствор окрашивается в малиновый цвет. При добавлении в стакан малыми порциями раствора серной кислоты и перемешивании раствор постепенно обесцвечивается, то есть становится нейтральным (рис. 61). Протекает реакция нейтрализации:

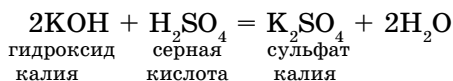
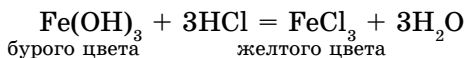


Рис. 61.

Для добавления раствора по каплям применяется бюретка

Реакции обмена между кислотами и основаниями называются реакциями нейтрализации.

Нерастворимые в воде основания также взаимодействуют с кислотами:

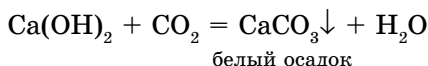


Признаками протекания реакции служат: растворение Fe(OH)_3 бурого цвета и образование раствора FeCl_3 желтого цвета. Эти реакции можно выразить схемой:



Особые свойства растворимых в воде оснований (щелочей).

2. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами. В пробирку нальем 1 мл известковой воды (раствор гидроксида кальция) и с помощью стеклянной трубки продует через раствор углекислый газ, который мы выдыхаем. Известковая вода помутнеет, так как углекислый газ вступает во взаимодействие с Ca(OH)_2 , и образуется карбонат кальция CaCO_3 , нерастворимый в воде.



Общая схема взаимодействия щелочей с кислотными оксидами:

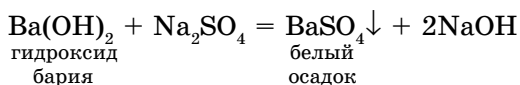
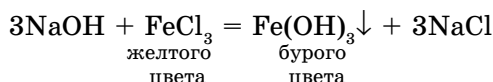


В результате реакции образуется соль той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду.

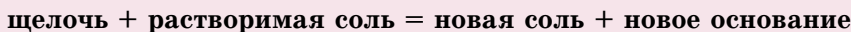


Рис. 62. Образование осадка BaSO_4

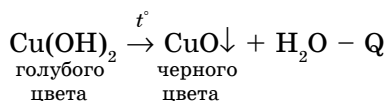
3. Щелочи взаимодействуют с растворами солей. В результате реакции один из продуктов выпадает в осадок (рис. 62).



Общая схема взаимодействия щелочи с растворимой солью:



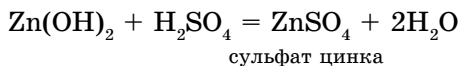
4. Особое свойство нерастворимых в воде оснований – термическое разложение:



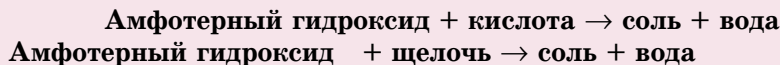
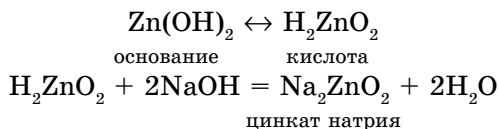
Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду.

5. Свойства амфотерных гидроксидов.

При взаимодействии с кислотами амфотерные основания проявляют свойства оснований, в результате реакции образуются соль и вода:



При взаимодействии со щелочами основания проявляют свойства кислот. Тогда формулу основания записываем как формулу кислоты:



А



1. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать гидроксид калия: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, CO_2 , HCl , CuCl_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Напишите соответствующие уравнения реакций.
2. Напишите уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:
 $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\quad} \text{BaSO}_4$
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\quad}$
3. Укажите ряд, в котором расположены основания, не разлагающиеся при нагревании:
А. $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, NaOH
В. $\text{Fe}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
С. $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$
D. $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$
Е. KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

В

1. Напишите уравнения реакций, позволяющие осуществить следующие превращения:
 $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4$
2. Напишите уравнения реакций, характеризующие амфотерные свойства гидроксида алюминия.
3. Определите формулы веществ А и В, укажите условия протекания реакций. Напишите уравнения реакций:
 $\text{Na} \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

С

1. Какая масса соли образуется при взаимодействии 200 мл 25%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,285 \text{ г/мл}$) с серной кислотой при полной нейтрализации?
Ответ: 114 г.
2. Определите растворимость при температуре 20°C 3,66%-ного насыщенного раствора гидроксида бария.
Ответ: 3,8 г/100 г H_2O .
3. На нейтрализацию 50 г раствора соляной кислоты израсходовано 4 г едкого натра. Каково процентное содержание HCl в данном растворе?
Ответ: 7,3%.



Лабораторный опыт № 8

Изучение химических свойств оснований

Цель: знать и понимать состав и свойства оснований.

Реактивы	Химическая посуда
NaOH раствор, HCl раствор, FeCl ₃ раствор, индикаторы	Пробирки, бюретка, стеклянная палочка

Опыт 1. Действие индикаторов на растворы щелочи.

Налейте в три пробирки раствор щелочи и добавьте по каплям растворы индикаторов (фенолфталеин, метилоранж, красный или фиолетовый лакмус). Пронаблюдайте за изменением окраски и заполните таблицу.

Среда	Индикаторы		
	Фенолфталеин	Метилоранж	Лакмус
Щелочная			

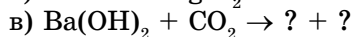
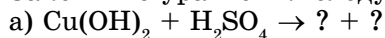
Опыт 2. Действие щелочи на раствор кислоты.

В пробирку налейте раствор соляной кислоты и добавьте индикатор метилоранж. Затем к этому раствору по каплям из бюретки приливайте раствор щелочи до изменения окраски (до какой окраски?). Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Действие щелочи на раствор соли.

Налейте в пробирку раствор хлорида железа (III) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Что происходит? Напишите уравнение реакции.

Закончите уравнения следующих реакций:



ДЕЛАЕМ ВЫВООДЫ

1. Основаниями называются сложные вещества, состоящие из атома металла, соединенного с одной или несколькими гидроксильными группами.

2. Основания делятся по растворимости в воде: на растворимые (щелочи) и нерастворимые. По свойствам – на типичные и амфотерные основания.

3. Растворимые основания можно определить с помощью индикаторов.

4. Щелочи вступают во взаимодействия с кислотными, амфотерными оксидами и гидроксидами, а также кислотами и растворимыми солями.

5. Нерастворимые основания реагируют с кислотами, разлагаются при нагревании.

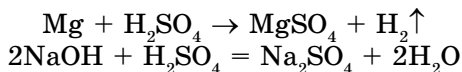
6. Амфотерные гидроксиды вступают во взаимодействие и с кислотами, и с щелочами, при нагревании разлагаются.

В этом параграфе мы рассмотрим последний класс неорганических соединений – соли (рис. 63, 64).

Соли – это в основном твердые кристаллические вещества. Важным свойством солей является их растворимость, характеристика которой приводится в специальной таблице растворимости (см. форзац 2 учебника). В таблице растворимые соли обозначены буквой Р, малорастворимые – М, нерастворимые – Н, неустойчивые в воде – «-». Среди солей с хорошей растворимостью отличаются нитраты и соли активных металлов (Na, K). Практически не растворимы сульфат бария (BaSO_4), карбонат кальция CaCO_3 , сульфид свинца (PbS) и хлорид серебра (AgCl).

Соли – это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотного остатка (схема 5).

1. *Средние соли* образуются при полном замещении атомов водорода в составе кислоты на атомы металлов:



2. *Кислые соли* образуются при неполном замещении атомов водорода в молекулах кислоты на атомы металлов:

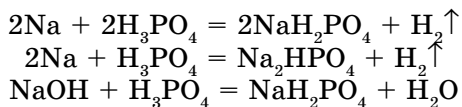


Рис. 63. Образование природного известняка



Кристалл поваренной соли (NaCl)



Кристаллы медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Рис. 64. Соли

3. *Основные соли* образуются при неполном замещении гидроксогрупп в основаниях на кислотные остатки:

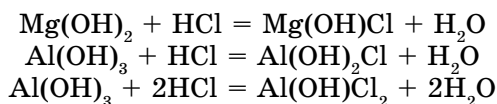
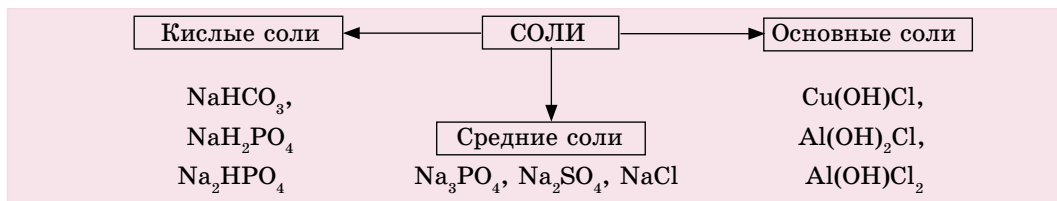


Схема 5. Классификация солей



Составление формул солей. Для составления формул солей их рассматривают как бинарные соединения, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.

I II

Составим формулу сульфата натрия: NaSO_4 .

1. Находим наименьшее кратное валентностей металла и кислотного остатка: $1 \cdot 2 = 2$.

2. Наименьшее кратное делится на валентности составляющих:

$2 : 1 = 2(\text{Na})$; $2 : 2 = 1(\text{SO}_4)$.

3. Следовательно, формула соли Na_2SO_4 .

Соли могут образовываться при постепенном замещении атомов водорода в кислотах на атомы металлов.

Как составляются формулы кислых солей?

Валентности составляющих $\overset{\text{I}}{\text{Na}}$ и $\overset{\text{I}}{\text{HSO}_4}$ одинаковы, поэтому формула соли NaHSO_4 .

Теперь перейдем к составлению формул солей, образующихся при взаимодействии фосфорной кислоты с натрием (табл. 25).

Таблица 25. Алгоритм составления формул фосфатов натрия

Наименьшее кратное валентностей	$\overset{1}{\text{Na}} \overset{1}{\text{H}_2\text{PO}_4}$	$\overset{2}{\text{Na}} \overset{\text{II}}{\text{HPO}_4}$	$\overset{3}{\text{Na}} \overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$
Число моль	$\nu(\text{Na}) = 1$ $\nu(\text{H}_2\text{PO}_4) = 1$	$\nu(\text{Na}) = 2 : 1 = 2$ $\nu(\text{HPO}_4) = 2 : 2 = 1$	$\nu(\text{Na}) = 3 : 1 = 3$ $\nu(\text{PO}_4) = 3 : 3 = 1$
Соотношение числа моль	$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{H}_2\text{PO}_4) = 1 : 1$	$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{PO}_4) = 2 : 1$	$\nu(\text{Na}) : \nu(\text{PO}_4) = 1 : 3$
Формула	NaH_2PO_4	Na_2HPO_4	Na_3PO_4
Соль	кислая	кислая	средняя

Формулы основных солей составляются аналогично. Их можно рассматривать как продукт постепенного замещения гидроксильных групп в основаниях на кислотные остатки (табл. 26).

Таблица. 26. Алгоритм составления формул солей алюминия

Наименьшее кратное валентностей	$\overset{1}{[\text{Al}(\text{OH})_2]} \overset{1}{\text{Cl}}$	$\overset{2}{[\text{Al}(\text{OH})]} \overset{\text{I}}{\text{Cl}}$	$\overset{3}{\text{Al}} \overset{\text{I}}{\text{Cl}}$
Число моль	$\nu[\text{Al}(\text{OH})_2] = 1 : 1 = 1$ $\nu(\text{Cl}) = 1 : 1 = 1$	$\nu[\text{Al}(\text{OH})] = 2 : 2 = 1$ $\nu(\text{Cl}) = 2 : 1 = 2$	$\nu(\text{Al}) = 3 : 3 = 1$ $\nu(\text{Cl}) = 3 : 1 = 3$
Соотношение числа моль	$\nu[\text{Al}(\text{OH})_2] : \nu(\text{Cl}) = 1 : 1$	$\nu[\text{Al}(\text{OH})] : \nu(\text{Cl}) = 1 : 2$	$\nu(\text{Al}) : \nu(\text{Cl}) = 1 : 3$
Формула	$[\text{Al}(\text{OH})_2]\text{Cl}$	$[\text{Al}(\text{OH})]\text{Cl}_2$	AlCl_3
Соль	основная	основная	средняя

Номенклатура солей. По международной номенклатуре названия солей составляются следующим образом (табл. 27):

- 1) латинское название кислотного остатка;
- 2) название металла в родительном падеже;

3) указание валентности металла римскими цифрами в скобках после названия, если металл проявляет переменную валентность в солях.

Названия солей в высшей валентности кислотообразующего элемента оканчиваются на **-ат**, в низшей валентности – на **-ит**.

Na_2SO_4 – сульфат натрия

Na_2SO_3 – сульфит натрия

NaNO_3 – нитрат натрия

NaNO_2 – нитрит натрия

Названия солей бескислородных кислот оканчиваются на **-ид**.

Na_2S – сульфид натрия

NaCl – хлорид натрия

В названиях основных солей перед названием кислотного остатка добавляется слово «гидроксо» с указанием числа гидроксильных групп:

CuOHCl – гидроксохлорид меди (II)

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид железа (III)

В названиях кислых солей наличие атомов водорода обозначается приставкой **гидро-** (если 1 атом водорода), **дигидро-** (если 2 атома водорода). Например, Na_2HPO_4 – гидрофосфат натрия, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

Таблица 27. Названия и формулы некоторых солей

Формула кислоты	Валентность и формула кислотного остатка	Формула натриевой соли	Название соли
HCl	Cl (I)	NaCl	Хлорид натрия
H_2SO_4	HSO_4 (I) SO_4 (II)	NaHSO_4 Na_2SO_4	Гидросульфат натрия Сульфат натрия
HNO_3	NO_3 (I)	NaNO_3	Нитрат натрия
H_3PO_4	H_2PO_4 (I) HPO_4 (II) PO_4 (III)	NaH_2PO_4 Na_2HPO_4 Na_3PO_4	Дигидрофосфат натрия Гидрофосфат натрия Фосфат натрия
H_2CO_3	HCO_3 (I) CO_3 (II)	NaHCO_3 Na_2CO_3	Гидрокарбонат натрия Карбонат натрия
H_2S	HS (I) S (II)	NaHS Na_2S	Гидросульфид натрия Сульфид натрия

Для того чтобы написать формулы солей, нужно знать графические формулы кислот и оснований (схема 6).

Схема 6. Графические формулы солей

$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \diagdown \\ \text{H}-\text{O} \diagup \end{array} \text{S} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Na}-\text{O} \diagdown \\ \text{H}-\text{O} \diagup \end{array} \text{S} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Na}-\text{O} \diagdown \\ \text{Na}-\text{O} \diagup \end{array} \text{S} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}$	
$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \diagdown \\ \text{H}-\text{O} \diagup \\ \text{H}-\text{O} \diagup \end{array} \text{Al}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \diagup \\ \text{H}-\text{O} \diagup \\ \text{H}-\text{O} \diagup \end{array} \text{Al}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \diagdown \\ \text{Cl} \diagup \\ \text{H}-\text{O} \diagup \end{array} \text{Al}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \diagup \\ \text{Cl} \diagup \\ \text{Cl} \diagup \end{array} \text{Al}$
$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \diagdown \\ \text{O} \diagup \end{array} \text{S} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array} \\ \text{Ca} \diagup \text{O} \diagdown \\ \text{O} \diagup \text{S} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array} \\ \text{H}-\text{O} \diagup \end{array}$	$\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$ $\begin{array}{c} \text{O} \diagup \text{S} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \end{array} \\ \text{O} \diagup \\ \text{Al} \text{---} \text{O} \text{---} \text{S} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \end{array} \\ \text{O} \diagup \text{S} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \end{array} \\ \text{O} \diagup \end{array}$	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ $\begin{array}{c} \text{O}-\text{H} \\ \diagup \text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \text{O}-\text{H} \\ \text{Ca} \diagup \text{O} \diagdown \\ \text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \text{O}-\text{H} \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$	

Физические свойства солей. Соли различаются по цвету: PbS , CuS , Ag_2S – черного, K_2CrO_4 , PbI_2 – желтого, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – оранжевого, CdS – красного, CrCl_3 – зеленого, CuSO_4 – голубого, FeSO_4 – светло-зеленого цвета.

Соли в основном – твердые вещества. Чаще всего используют водные растворы солей, поэтому важным свойством солей является их растворимость в воде. Соли обладают различной растворимостью (см. таблицу растворимости).

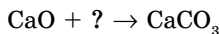
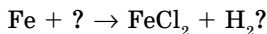
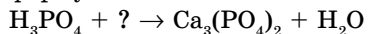
А



1. Напишите формулы следующих солей: гидросульфата натрия, гидросульфата кальция, сульфата кальция, гидрокарбоната кальция, дигидроксохлорида хрома (III), гидроксохлорида алюминия.
2. Классифицируйте и назовите следующие соли: Na_2CO_3 , NaHCO_3 , $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CaHPO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
3. Составьте графические формулы солей: CuSO_4 , Ag_2S , Na_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$, CaHPO_4 , CaCl_2 , $\text{Cr}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$.
4. Определите массовые доли элементов в сульфате меди (II).

В

1. Закончите следующие уравнения, вместо знака впишите соответствующие формулы:

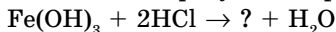


2. Классифицируйте следующие соли. Результаты оформите в виде таблицы.

K_2CrO_4	Na_2SO_4	$Cr(OH)Cl_2$
$Fe(OH)_2Cl$	$CrCl_3$	$NaHS$
$NaHSO_3$	$Al_2(SO_4)_3$	KH_2PO_4
$KHCO_3$	$Al(OH)Cl_2$	NaH_2PO_4

Средние	Основные	Кислые
---------	----------	--------

3. Какие соли образуются в результате следующих реакций?



4. Как из негашеной извести получить: а) нитрат кальция; б) хлорид кальция? Напишите уравнения реакций.

5. При паянии употребляют так называемую травленую кислоту. Получают ее действием цинка на соляную кислоту до прекращения выделения водорода. Напишите уравнение реакции и рассчитайте объем 12%-ной соляной кислоты ($\rho = 1,059$ г/мл), которая вступает в реакцию с 13 г Zn, а также массу образовавшейся соли.

Ответ: 27,2 г $ZnCl_2$, 114, 89 мл HCl.

С

1. Рассчитайте массу сульфата железа, образующегося в результате реакции железа с 80 г сульфата меди (II).

Ответ: 76 г.

2. Определите массу гидрофосфата калия, который образуется в результате взаимодействия 200 мл 40%-ного гидроксида калия ($\rho = 1,424$ г/мл) с фосфорной кислотой.

Ответ: 176,98 г.

3. Выведите формулу кристаллогидрата сульфата железа (II), если при термическом разложении 13,9 г кристаллогидрата масса уменьшилась на 6,3 г за счет испарения кристаллизационной воды.

4. Рассчитайте массу 3%-ного раствора $AgNO_3$, необходимого для получения 2,87 г хлорида серебра.

Ответ: 113,3 г.

5. Какие соли образуются в результате следующих реакций:



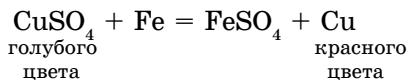
Солевой состав крови: 9 г NaCl; 0,42 г KCl; 0,24 г $CaCl_2$; 0,2 г $NaHCO_3$; 1,0 г $C_6H_{12}O_6$ (глюкоза); 1,0 л – H_2O

С некоторыми свойствами солей вы уже знакомы. Теперь, чтобы систематизировать ваши знания по данному вопросу, составим следующую схему 7, характеризующую свойства солей:

Схема 7. Свойства солей



Химически активные металлы вытесняют менее активные металлы из растворов солей, при этом протекает реакция замещения. Например, из раствора сульфата меди (II) железо вытесняет медь, (рис. 11 а, §9):



Выделение красного налета меди является признаком реакции. Обратная реакция не протекает ($\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \neq$), потому что медь в ряду активности металлов находится после железа. Цинк также вытесняет медь из раствора соли меди, потому что цинк более активный металл, чем медь.

Реакции такого типа протекают при следующих условиях:

- 1) взаимодействующие соли должны быть растворимыми в воде;
- 2) более активный металл вытесняет из соли менее активный металл.

Данный металл может вытеснять из растворов солей только те металлы, которые находятся правее его в ряду активности металлов.

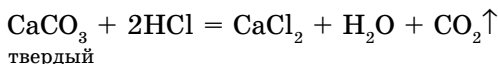


где металл (1) более активный, чем металл (2).

Важно отметить, что щелочные и щелочноземельные металлы, взаимодействуя с растворами солей, вытесняют водород из воды, но не вытесняют металлы. Поэтому для выделения металлов из растворов их солей эти металлы использовать нельзя.

2. Взаимодействие солей с кислотами.

В сухую пробирку поместим несколько кусочков мрамора и добавим раствор соляной кислоты. Будет протекать следующая реакция:



Выделение газа (CO_2) является признаком реакции.

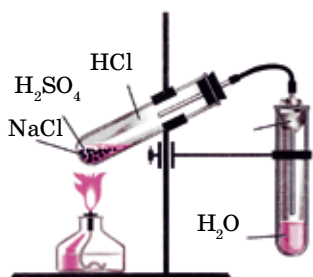
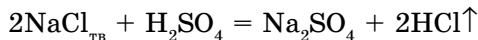
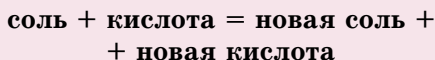


Рис. 65. Получение хлороводородной кислоты (HCl раствор)

При добавлении концентрированного раствора серной кислоты к твердой поваренной соли протекает реакция обмена (рис. 65). Полученный хлороводород хорошо растворяется в воде, образуя соляную кислоту:

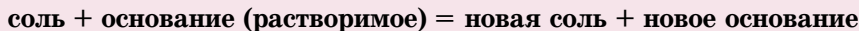
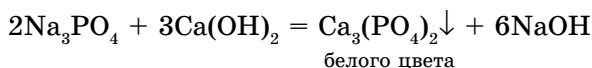
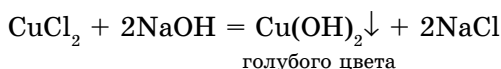


Общая схема реакции обмена:



Реакции обмена протекают только при условии, если кислота, вступающая в реакцию, сильнее и устойчивее кислоты, выделившейся в результате реакции.

3. При взаимодействии солей со щелочами образуются нерастворимые основания или соли:



4. Взаимодействие солей между собой.

К раствору хлорида бария добавим раствор сульфата натрия, при этом наблюдаем выделение белого осадка сульфата бария (рис. 66).

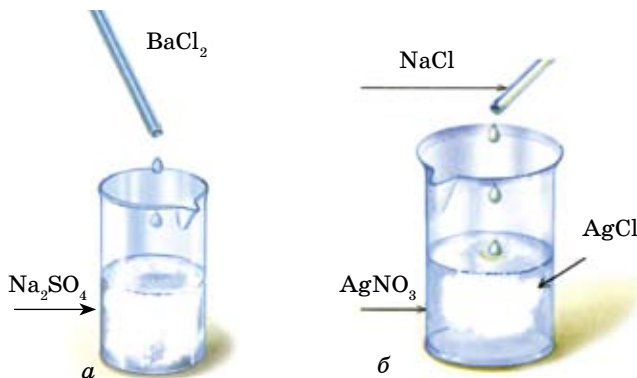
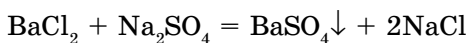
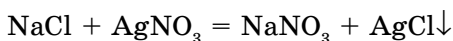


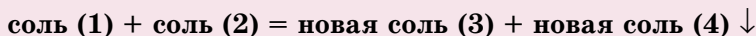
Рис. 66. Взаимодействие солей между собой: а – обнаружение сульфат-иона; б – образование осадка при смешивании растворов.

Такие реакции между солями протекают при соблюдении следующих правил:

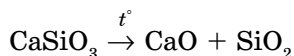
- 1) обе исходные соли должны быть растворимыми;
- 2) одна из солей, образовавшихся в результате реакции, должна быть нерастворимой, т. е. выпасть в осадок (\downarrow). При добавлении к раствору поваренной соли раствора нитрата серебра выпадает белый творожистый осадок (рис. 66, б).



Общая схема взаимодействия солей:



5. Некоторые соли при нагревании разлагаются:



6. Многие соли при взаимодействии с водой химически реагируют с ней, образуя вещества, называемые **кристаллогидратами**. При добавлении воды к белому (обезвоженному) сульфату меди образуется голубой раствор и выделяется тепло. Данные признаки свидетельствуют о протекании химической реакции (рис. 67). Вода в формуле кристаллогидратов называется **кристаллизационной водой**.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос, пентагидрат сульфата меди (II)

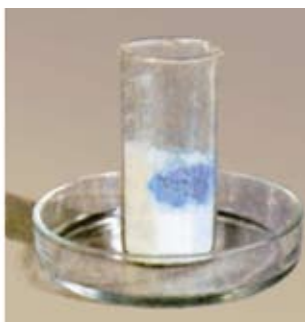
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – железный купорос, гептагидрат сульфата железа (II)

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль, декагидрат сульфата натрия

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кальцинированная сода, декагидрат карбоната натрия.



а)



б)



в)

Рис. 67.

Превращение безводных солей в кристаллогидраты.

а) CuSO_4 ; б) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; в) FeSO_4 и $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.



Это интересно!

Когда-то поваренная соль была особо ценным и малодоступным продуктом. Легионерам Древнего Рима даже часть жалования выплачивали солью. В Тибете в XIII в. в качестве монет служили лепешки из соли. А на празднествах в Древней Руси соль подавалась только самым знатным. Остальные уходили *не солоно хлебавши*.

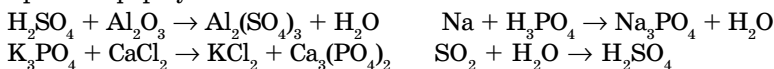
А



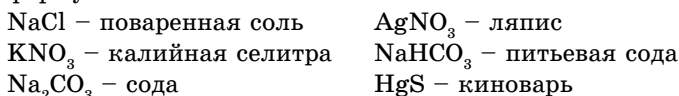
1. Закончите уравнения возможных реакций:



2. В каких из приведенных уравнений реакций формулы продуктов реакции написаны неправильно? Расставьте соответствующие коэффициенты. Исправьте формулы.



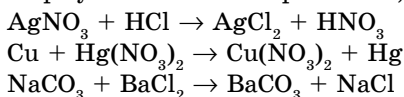
3. Даны названия солей, которые часто применяются в медицине, сельском хозяйстве. Приведите их международные названия, напишите графические формулы.



4. Возможно ли протекание реакции, если: а) в раствор нитрата свинца (II) ввести цинк; б) в раствор хлорида железа (II) ввести медь?

В

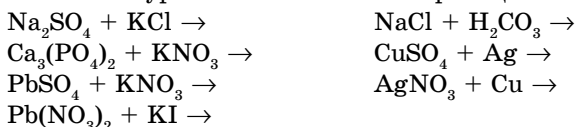
1. В каких из приведенных уравнений реакций формулы написаны неверно? Формулы напишите правильно, уравняйте реакции.



2. Рассчитайте массу хлорида серебра (I), который образуется при взаимодействии 34 г нитрата серебра с хлоридом натрия.

Ответ: 28,7 г.

3. Закончите уравнения возможных реакций:



С

1. Рассчитайте массу сульфида железа (II), который прореагировал с соляной кислотой, если в результате реакции выделилось 89,6 л сероводорода.

Ответ: 352 г.

2. Составьте формулу соли, если отношение масс элементов $m(\text{Ca}) : m(\text{H}) : m(\text{P}) : m(\text{O}) = 20 : 2 : 31 : 64$. Назовите эту соль.
3. Рассчитайте молярную концентрацию сульфата натрия, если в 500 мл раствора содержится 0,2 моль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Ответ: 0,4 моль/л.

4. Расположите соли по возрастанию в них массовой доли серы:

- | | |
|--------------------------------------|---|
| A. Na_2S | 1. $\text{A} < \text{B} < \text{C} < \text{D} < \text{E}$ |
| B. Na_2SO_3 | 2. $\text{E} < \text{D} < \text{C} < \text{B} < \text{A}$ |
| C. Na_2SO_4 | 3. $\text{C} < \text{B} < \text{E} < \text{D} < \text{A}$ |
| D. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | 4. $\text{E} < \text{C} < \text{A} < \text{B} < \text{D}$ |
| E. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ | 5. $\text{B} < \text{D} < \text{A} < \text{C} < \text{E}$ |



Лабораторный опыт № 9

Свойства и получение солей

Реактивы	Химическая посуда, оборудование
CuSO_4 (р-р) – сульфат меди (II), CaCO_3 – карбонат кальция (мрамор или мел), HCl (р-р) – соляная кислота, NaOH (р-р) – гидроксид натрия, Ca(OH)_2 – известковая вода, BaCl_2 (р-р) – хлорид бария, Na_2SO_4 (р-р) – сульфат натрия	Пробирки, пипетка, пробирка с газоотводной трубкой, штатив

Опыт 1. Взаимодействие солей с щелочью. В пробирку налейте немного раствора сульфата меди (II), затем добавьте по каплям раствор щелочи до образования осадка. Какого цвета осадок? Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. Взаимодействие солей. В пробирку налейте немного раствора хлорида бария, затем добавьте раствор сульфата натрия до появления осадка.

Опыт 3. Взаимодействие соли с кислотой и кислотного оксида с щелочью. Поместите в пробирку несколько мелких кусочков мрамора или мела и прилейте к нему раствор соляной кислоты. Выделившийся газ пропустите через известковую воду. Что наблюдается?

Вопросы и задания.

1. Напишите уравнения химических реакций.
2. Какие новые соли получены?
3. Вспомните: какие опыты проделаны до этого по получению солей?

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Соли – сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.
2. Соли делятся по составу на средние, кислые и основные.
3. Соли вступают во взаимодействие с металлами, кислотами, солями и щелочами.
4. Некоторые соли разлагаются при нагревании.

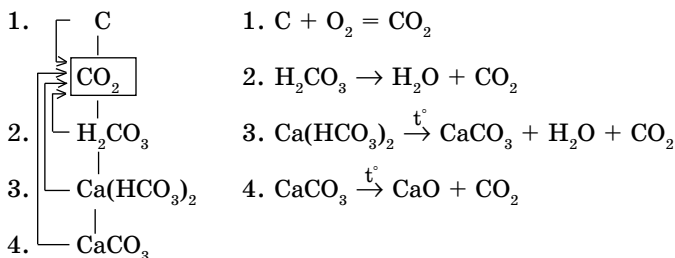
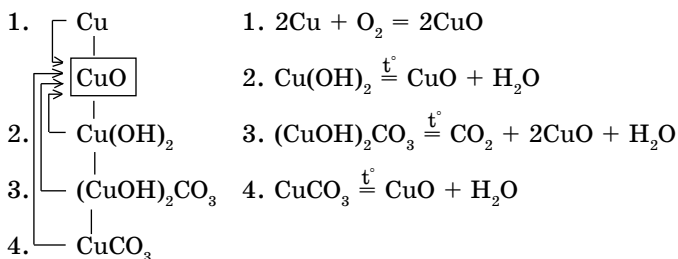
§50

ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

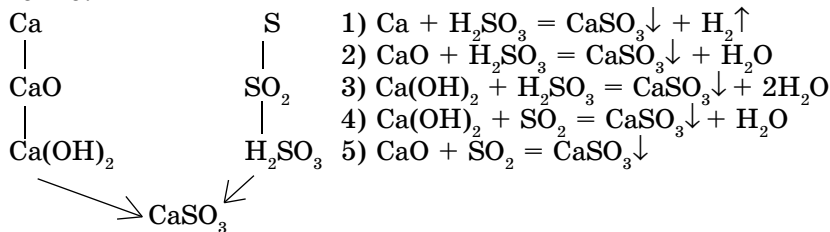
Вы уже познакомились со всеми простыми (металлы и неметаллы) и сложными (оксиды, кислоты, основания и соли) веществами и знаете, что из веществ одного класса можно получить вещества другого класса. Взаимосвязь между классами соединений называется *генетической* (от греческого *генезис* – происхождение) *связью*.

При составлении уравнений реакции по способам получения того или иного вещества необходимо учесть химические свойства атомов элементов, а также их соединений. Для этого составляются два генетических ряда:

металл → основной оксид → основание → соль;
неметалл → кислотный оксид → кислота → соль.

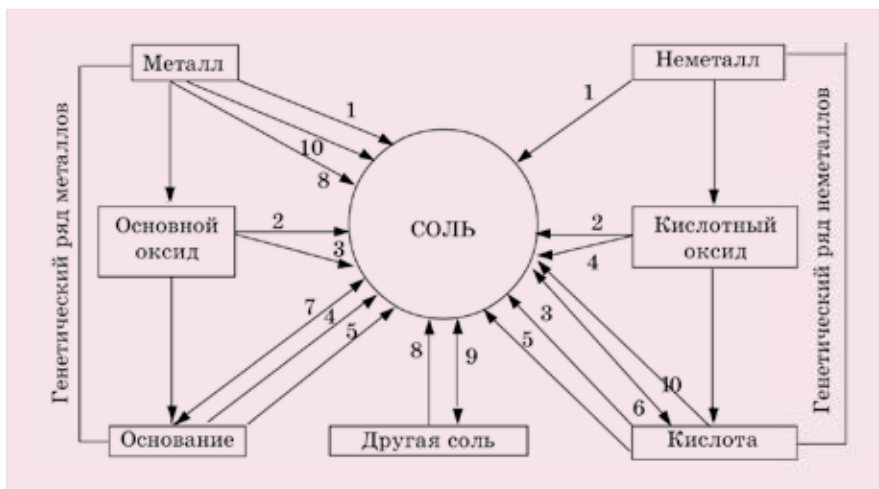


А при изучении химических свойств веществ используем оба ряда одновременно.

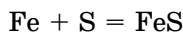


Рассмотрим генетическую связь между классами неорганических соединений на примере получения солей (схема 8).

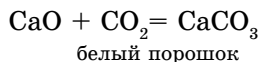
Схема 8. Генетическая связь между классами неорганических соединений



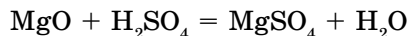
1. При непосредственном взаимодействии некоторых металлов с неметаллами (метод синтеза) образуются соли:



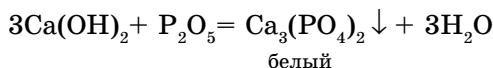
2. Взаимодействием кислотных и основных оксидов между собой также можно получить соль:



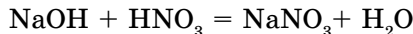
3. В результате взаимодействия основных оксидов с кислотами образуются соль и вода:



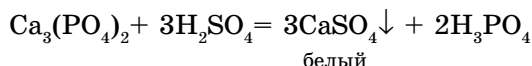
4. К такому же результату приводит взаимодействие кислотных оксидов с основаниями:



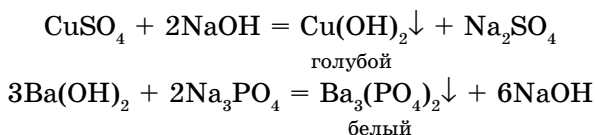
5. Кислоты и основания взаимодействуют с образованием соли и воды:



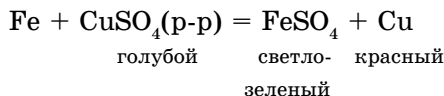
6. Соли с кислотами взаимодействуют с образованием новой соли и новой кислоты; новая соль выпадает в осадок или новая кислота распадается:



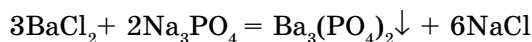
7. Соли с основаниями взаимодействуют с образованием новой соли и нового основания. В результате этой реакции может выпасть в осадок либо основание, либо соль.



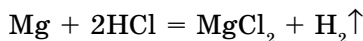
8. При взаимодействии более активного металла с раствором соли выделяются металл и соль:



9. Взаимодействие двух солей между собой дает две новые соли, одна из которых выпадает в осадок:



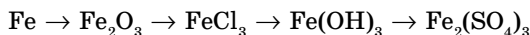
10. Металлы взаимодействуют с кислотами с образованием соли и водорода в зависимости от активности металла:



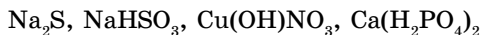
A



1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



2. Назовите следующие соли:

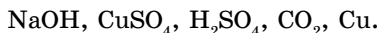


3. Определите валентность кислотообразующего элемента в следующих солях: Na_2S , NaHS , Na_2SO_4 , Na_2SO_3 .

4. Какая сода используется при приготовлении пищи: Na_2CO_3 , NaHCO_3 ?

В

1. Напишите графические формулы следующих солей: сульфида, сульфита, гидросульфита и сульфата калия.
2. С какими из приведенных веществ взаимодействует ZnO ? Напишите уравнения реакций:



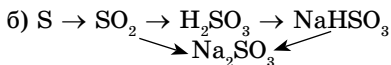
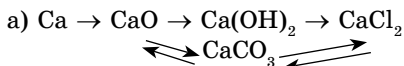
3. С какими из приведенных веществ не взаимодействует:
а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + (\text{NaOH}, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{Mg}, \text{P}_2\text{O}_5, \text{CaO}, \text{HClO}_3)$;
б) $\text{KOH} + (\text{Na}_2\text{CO}_3, \text{PbI}_2, \text{CaO}, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{Pb}(\text{NO}_3)_2)$?
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
б) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$
в) $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$

С

1. Рассчитайте массу фосфата кальция, который образуется из 300 г 35% -ного раствора фосфата калия.

Ответ: 76,77 г.

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить два простых и пять сложных веществ, используя следующие вещества: Na , O_2 , P , H_2O .
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие генетические связи:



ДЕЛАЕМ ВЫВООДЫ

1. Известны четыре основных класса неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли.
2. Металлам соответствуют основные, а неметаллам – кислотные оксиды. Оксиды некоторых металлов являются амфотерными.
3. Основным оксидам соответствуют основания, кислотным – кислоты, а амфотерным – амфотерные гидроксиды.
4. Соли по составу подразделяются на кислые, средние и основные.

5. Ряд, который показывает генетическую связь между классами соединений, называется генетическим рядом:

металл – основной оксид – основание – соль;

неметалл – кислотный оксид – кислота – соль.

6. При написании уравнений взаимодействия воды, кислот и солей с металлами необходимо обратиться к ряду активности металлов.

7. Для того чтобы прогнозировать, идет ли реакция между солями, необходимо использовать таблицу растворимости соединений.

Глава XII.

УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

§51

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА УГЛЕРОДА



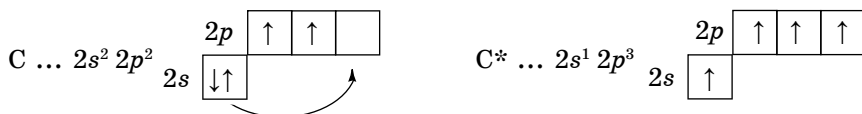
Охарактеризуйте углерод по его месту в Периодической системе. Назовите соединения углерода и валентность углерода в этих соединениях.

Углерод в виде угля, копоти, сажи известен человечеству с незапамятных времен. Элементарная природа углерода была установлена А. Лавуазье в конце 1780-х годов. Свое название элемент получил в 1824 г., в переводе с латинского оно означает «уголь».

Положение в периодической системе. Углерод – элемент 2-го периода главной подгруппы IV группы (IVA), атомный номер 6, относительная атомная масса 12, в ядре атома содержится 6 протонов и 6 нейтронов ($A_r=12$), общее число электронов также 6.

Строение атома. Электронная конфигурация атома углерода: $1s^2 2s^2 2p^2$. Углерод – неметалл, p -элемент.

Валентные электроны (II, IV) размещены по орбиталям:



При возбуждении один электрон переходит с $2s$ -подуровня на $2p$ -подуровень. Поэтому в основном состоянии атом углерода двухвалентен (CO), а в возбужденном состоянии – четырехвалентен (CH_4 , CO_2).

Нахождение в природе. Углерод входит в состав всех живых организмов. В свободном состоянии углерод встречается в виде *алмаза*, *графита* и *карбина* (аллотропные видоизменения, рис. 69). Природные соединения углерода – доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, мрамор CaCO_3 , магнезит MgCO_3 . Нефть, каменный уголь и природный газ содержат углерод в связанном состоянии.

В свободном виде углерод не токсичен, а вот многие его соединения обладают значительной токсичностью.

Аллотропные видоизменения углерода характеризуются различным строением кристаллических решеток. Этим и объясняется резкое различие их физических свойств.

Физические свойства. Алмаз – самое твердое природное соединение на Земле. Это прозрачное, бесцветное, кристаллическое вещество, имеет тетраэдрическое строение, не электропроводен.

Графит – мягкий, непрозрачный, серого цвета, маслянистый и блестящий (рис. 68). Графит при температуре 2000°C и низком давлении превращается в карбин.

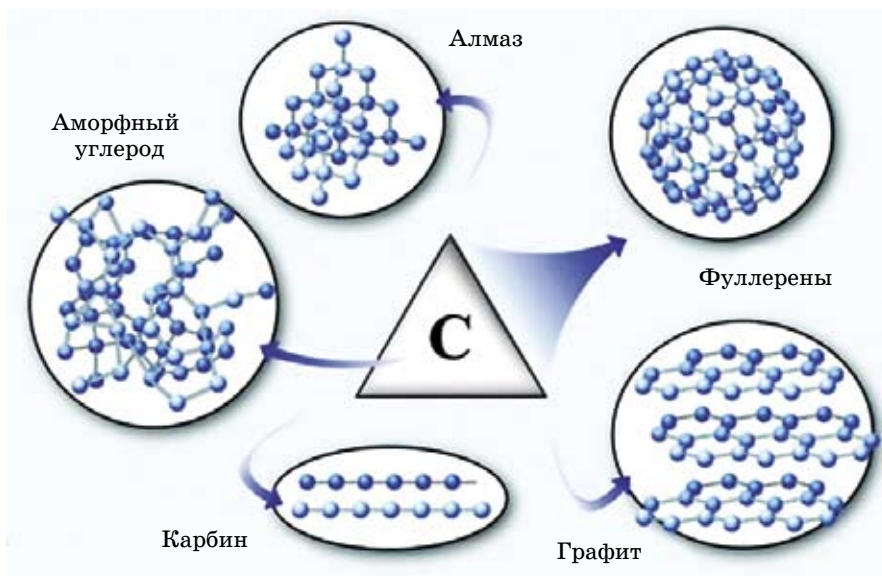


Рис. 68. Аллотропные видоизменения углерода

В последние годы открыли еще одну форму – *фуллерен*. У него структура, как у футбольного мяча.

К этим разновидностям можно прибавить аморфный углерод, простейшим представителем которого является древесный уголь. При сухой перегонке древесины образуется древесный уголь, у которого сильно выражена способность к **адсорбции (поглощение на поверхности)** газов, паров и растворенных веществ.

Получение. *Сажа* – аморфный углерод, продукт неполного сгорания углеводорода. *Кокс* – твердое искусственное топливо, продукт термической обработки каменного угля.



Запомни! Площадь поверхности активированного угля массой 1 г составляет 800 м², поэтому он обладает повышенной адсорбционной способностью. Адсорбент – это вещество, способное поглощать на своей поверхности газы и жидкости. Таблетки активированного угля применяют для подготовки желудочно-кишечного тракта к рентгеновскому обследованию и УЗИ; для очистки спирта. Активированный уголь не поглощает угарный газ (CO).



Аллотропные видоизменения углерода.

А



1. Какие аллотропные видоизменения углерода вы знаете?
2. Сколько электронов содержит углерод в этих частицах: C^{+2} , C^{+4} , C^{-4} ?

3. Назовите природные соединения углерода.

В

1. В каком карбонате: MgCO_3 , CaCO_3 содержание углерода больше?
2. Напишите графические формулы следующих соединений:
 CHCl_3 , CH_2Cl_2 , CCl_4 , CH_3Cl

С

1. Приведите в соответствие названия:

А. Алмаз	1. Аморфный углерод, продукт неполного сгорания угля.
В. Сажа	2. Модификация углерода, которая проводит электрический ток.
С. Графит	3. Сухая перегонка.
Д. Фуллерен	4. Самый твердый природный минерал.
Е. Древесный уголь	5. Эта модификация углерода, открытая в последние годы, представляет собой замкнутую сферу.

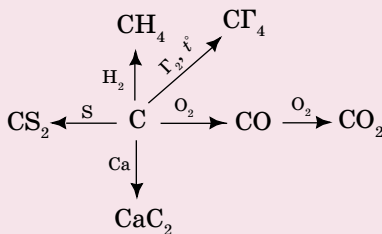
А	В	С	Д	Е

§52

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА

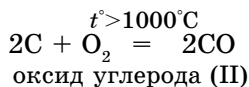
Углерод может вступать в реакцию со многими простыми и сложными веществами (схема 9).

Схема 9. Взаимодействие углерода с простыми веществами

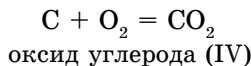


Далее приводятся некоторые уравнения реакций с простыми веществами:

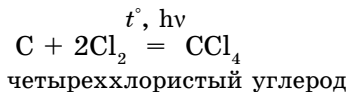
- 1) а) при неполном сгорании углерода:



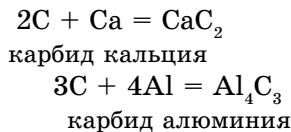
б) при полном сгорании углерода в избытке кислорода:



2) углерод при освещении соединяется с хлором:



3) с металлами образуются карбиды:

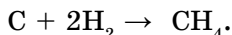


4) с серой образуется сероуглерод:



Сероуглерод применяется для получения вискозного волокна и как растворитель;

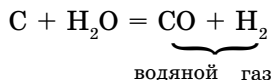
5) с водородом образуется метан:



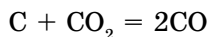
Метан – газообразное топливо (основа природного газа).

Углерод также взаимодействует со *сложными веществами*:

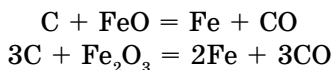
1) с водой образуется водяной газ, который является ценным топливом. Именно поэтому уголь смачивают водой, когда топят печь.



2) Углерод с углекислым газом образует оксид углерода (II).



3) С оксидами железа (этот процесс происходит в доменной печи). Углерод выделяет железо в свободном состоянии:



Применение. Алмаз используют для резки стекла, изготовления накопчиков буровых установок. Из ограненного алмаза делают великолепные украшения (бриллианты).

Графит применяют для изготовления электродов, а также грифелей карандашей. **Кокс (C)** получают при сухой перегонке (нагревание без доступа воздуха). Используется в производстве металлов как восстановитель. Адсорбци-

онная способность активированного угля находит применение в медицине, а также в противогазах (рис. 69).

Фуллерены – это наночастицы, имеющие очень ценные особенности.

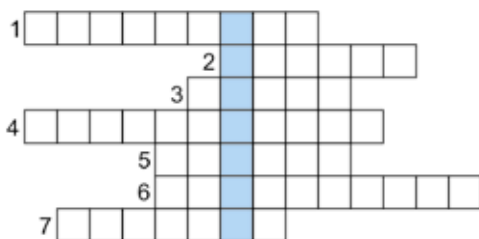
Каждая молекула содержит 60 атомов углерода, упорядоченных в виде пяти и шестиугольников и позволяет изготавливать кристаллы, которые применяются в электронике, в компьютерах.



Рис. 69. Противогаз и адсорбент – активированный уголь под микроскопом



Играем, думаем, учимся!



1. Вещество, занимающее второе место по твердости после алмаза.
2. Аллотропное видоизменение углерода, которым пользуется каждый ученик.
3. Самое твердое природное вещество.
4. Углерод является хорошим поглотителем газов.
5. Аллотропная модификация углерода, где его атомы расположены линейно.
6. Устройство для защиты, где адсорбентом является активированный уголь.
7. Соединения углерода с металлами.

Ключевое слово по вертикали – элемент, название которого в переводе с латинского означает «уголь».



Это интересно!

• Самый большой алмаз «Куллинан» найден в 1905 г. в Южной Африке. Его масса 621 г (3106 каратов). Он был подарен английскому королю Эдуарду VII в день его рождения. При обработке алмаза были получены два крупных бриллианта.

Первый получил название «Звезда Африки», весит 580,2 карата. Сегодня это самый крупный в мире бриллиант. Он нашел место в верхушке королевского скипетра Великобритании. Второй, «Куллинан-II», весит 317,4 карата и украшает британскую корону (1 карат = 0,2 г.)



Адсорбция, углерод как адсорбент.

А

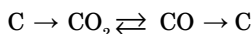


1. Рассчитать количество углерода, которое вступит во взаимодействие с 32 г оксида железа (III).

Ответ: 0,6 моль.

В

1. Напишите уравнения реакций по данной схеме:



2. Какой объем водяного газа образуется при пропускании водяных паров над углем в количестве 3 моль (считать, что уголь состоит из чистого углерода).

Ответ: 134,4 л.

С

1. Какая масса гидроксида кальция необходима для поглощения газа, образовавшегося при сжигании 210 г угля (если считать, что уголь состоит из чистого углерода)?

Ответ: 1295 г.

2. Какой объем воздуха (н. у.) используется для сжигания водяного газа (см. с. 190), полученного из угля массой 1 кг?

Ответ: 9,33 м³.



Это интересно!

● В 2010 г. российские ученые К. Новоселов и А. Гейм получили Нобелевскую премию за исследование свойств графена.

Графен – монослой графита, в котором атомы углерода расположены, как в пчелиных сотах.

В будущем графен:

- ✓ заменит кремний в микросхемах. Чипы из графена легче, устойчивее, употребляют мало энергии и в меньшем объеме рассеивают свет;
- ✓ будет использоваться в космосе.



Практическая работа № 6

Физические и химические свойства углерода

Цель: Знать условия образования диоксида и монооксида углерода при сжигании углерода.

Реактивы	Оборудование, посуда
1) древесный активированный уголь; 2) оксид меди (II); 3) известковая вода, фуксин – красный	металлический штатив, пробирки, согнутый под прямым углом лист бумаги, спиртовки, спички, фильтровальная бумага, воронка, газоотводная трубка под прямым углом

Ход работы

Опыт 1. Изучение древесного угля

1. В коническую колбу налейте водный раствор какой-нибудь краски.
2. Всыпьте в раствор 0,3–0,5 г мелко истолченного древесного угля, взболтайте содержимое в течение 2–3 минут.
3. Отфильтруйте, наблюдайте исчезновение окраски.

Опыт 2. Восстановительные свойства угля.

1. Примерно одинаковые по массе порции оксида меди (II) и измельченного древесного угля перемешать на листе бумаги.
2. Смесь пересыпьте в сухую пробирку, укрепите горизонтально в штативе.
3. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, изогнутой под прямым углом.
4. Конец трубки опустите в раствор известковой воды.
5. Пробирку сильно нагрейте до прекращения выделения газа.
6. Дайте пробирке остыть, отметьте цвет содержимого.

Вопросы и задания

1. Как изменился цвет раствора красителя? Дайте объяснения.
2. Напишите уравнения реакций опыта №2.
3. Каким химическим свойством обладает углерод?

§53 | ОКСИДЫ УГЛЕРОДА



Какие оксиды углерода вы знаете? К каким оксидам они относятся? Какой из оксидов углерода (II, IV) тяжелее воздуха?

Углерод образует два оксида: угарный газ CO и углекислый газ CO₂ (диоксид углерода), которые соответствуют двух- и четырехвалентному состоянию атома углерода.

Оксид углерода (II) – угарный газ CO.

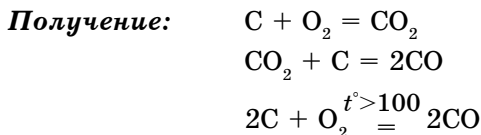
Впервые он был получен французским химиком Жаком де Лассаном в 1776 году при нагревании оксида цинка с углем.

Нахождение в природе. В естественных условиях, на поверхности Земли, CO образуется при неполном анаэробном разложении органических соединений и при сгорании биомассы, например, при лесных и степных пожарах.

В атмосфере CO является продуктом ряда реакций с участием метана и других углеводородов. Основным антропогенным источником CO служат выхлопные газы двигателей внутреннего сгорания.

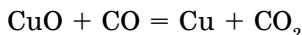


Рис. 70.
Угарный газ (CO)
выделяют автомобили

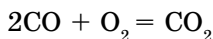


Физические свойства. Оксид углерода (II) – бесцветный, плохо растворимый в воде ядовитый газ, чуть легче воздуха ($M_r=28$). Он называется *угарным газом*, потому что связывает ион железа в молекуле гемоглобина крови, вызывая тем самым **удушье**, его **предельно допустимая концентрация (ПДК) = 2%**. В выхлопных газах двигателей внутреннего сгорания обнаружено CO (рис. 70). **Признаки отравления угарным газом:** кровь становится алой, головокружение, иногда потеря сознания. В первую очередь человека необходимо вывести на свежий воздух.

Химические свойства. Угарный газ CO – несолеобразующий оксид. При обычных условиях CO не взаимодействует с водой, щелочами или кислотами. При нагревании он восстанавливает металлы из их оксидов:



Оксид углерода (II) на воздухе горит голубоватым пламенем:



Оксид углерода (IV) – углекислый газ CO_2 . Он бесцветный, без запаха, тяжелее воздуха (D (возд.) = 1,52).

Оксид углерода не поддерживает горения. Он используется при огнетушении. Выделяется при дыхании животных и человека. Из-за того что углекислый газ тяжелее воздуха, он накапливается в подвалах, шахтах, колодцах. Углекислый газ легко переходит в жидкое (при давлении 50 атм.), а затем в твердое состояние («сухой лед»). Углекислый газ, растворенный в воде, придает воде кислый привкус (рис. 71).



Рис. 71.
Оксид углерода
(IV) используется
в напитках и огне-
тушителях

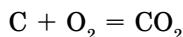
Графическая формула: $\text{O} = \text{C} = \text{O}$

Концентрация углекислого газа в атмосфере Земли составляет 0,039%. При большой концентрации оксида углерода (IV) люди и животные задыхаются. При его концентрации до 3% у человека наблюдается учащенное дыхание, более 10% – потеря сознания и даже смерть.

Повышение концентрации углекислого газа в атмосфере вызывает «парниковый эффект», что приводит к повышению температуры и таянию ледников. Концентрация углекислого газа в атмосфере растет из-за автомобильного транспорта, количество которого увеличивается из года в год.

Получение:

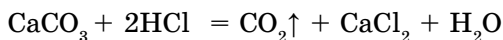
1) при сгорании углерода:



2) при разложении карбонатов:

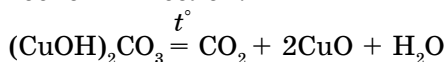


3) из карбонатов под действием сильных кислот (рис. 73):

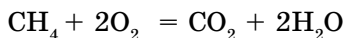


Это лабораторный способ получения CO_2 .

4) при разложении основных солей:



5) при горении органических веществ:

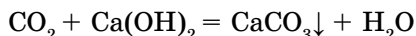


Запомни! Кожа, хотя и в незначительной мере, участвует в обмене газов. Человек за сутки через кожу выделяет 7–9 г CO_2 и поглощает 3–4 г кислорода. Поэтому кожу надо содержать в чистоте.

Химические свойства. CO_2 – кислотный оксид, ему соответствует угольная кислота H_2CO_3 , которая существует только в растворе CO_2 . Вступает в следующие реакции:

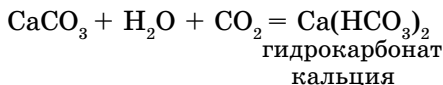
1) с основными оксидами образует соли: $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$

2) с растворимыми основаниями образуются соль и вода:

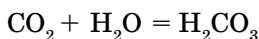


Гидроксид кальция (известковая вода) является реагентом на углекислый газ (выделяется белый осадок). Помутнение известковой воды – качественная реакция на CO_2 .

3) при избытке углекислого газа карбонат превращается в растворимую кислотную соль:



4) с водой образуется слабая, неустойчивая угольная кислота:



Применение. Углекислый газ CO_2 применяется при тушении пожаров, в производстве прохладительных напитков, в холодильных установках и других областях.



Запомни!

- Атмосфера планеты Венера на 95% состоит из CO_2 .
- Существует ли сухой лед? Да. Это углекислый газ, который при температуре $-78,5^\circ\text{C}$ превращается в твердое состояние, а при нагревании сразу переходит в газообразное состояние. Это явление называется *возгонкой* (сублимацией). В составе выдыхаемого нами газа содержится 4% CO_2 . Углекислый газ применяется в производстве газированной воды, а сухой лед – для охлаждения мороженого.

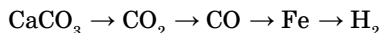


Угарный, углекислый газы; ПДК угарного газа, метан, физические и химические свойства оксидов углерода, качественная реакция на CO_2 .

А



1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



2. Рассмотрите рисунок 72 и объясните, как происходит круговорот углерода в природе. Подготовьте эссе и презентацию на эту тему.

В

1. Во сколько раз углекислый газ тяжелее угарного газа?

Ответ: в 1,57 раза.

2. Определите массу, число молекул, количество вещества углекислого газа объемом 67,2 л (н. у.).

Ответ: $\nu = 3$ моль, $N = 1,806 \cdot 10^{24}$, $m = 132$ г.



Рис. 72. Круговорот углерода в природе.

3. Напишите графические формулы следующих солей: CaCO_3 , Na_2CO_3 , NaHCO_3 .

С

1. Какой объем CO_2 (н. у.) выделится из огнетушителя, содержащего 40 л 8% -ного раствора ($\rho = 1,58$ г/мл) гидрокарбоната натрия NaHCO_3 ?

Ответ: 1,344 м³.

2. Рассчитайте объем воздуха (объемная доля O_2 в воздухе 20%) необходимого для сжигания 20 л угарного газа. Определите объем образующего углекислого газа.

Ответ: 50 л воздуха, 20 л CO_2 .

3. Рассчитайте массу 5% -ной соляной кислоты, которая может вступать во взаимодействие с 8 г гидрокарбоната натрия (NaHCO_3). Сколько граммов поваренной соли при этом образуется?

Ответ: 69,52 г HCl , 5,57 г NaCl



Практическая работа № 7

Получение углекислого газа и изучение его свойств

Цель: получить углекислый газ, доказать его наличие и изучить свойства.

Реактивы	Посуда и оборудование
Кусочки мрамора, соляная кислота HCl (1 : 4), индикаторы – метилоранж, лакмус, магниевая лента	Пробирка с газоотводной трубкой, спиртовка, лучинка, стаканы, вата, спирт, стеклянные пластинки, щипцы

Ход работы

1. В пробирку с газоотводной трубкой положите кусочки мрамора и налейте раствор соляной кислоты, наблюдайте выделение газа (рис. 73).

2. Наполните два сухих стакана углекислым газом. Каким способом его можно собирать? Наполненность проверьте горящей лучиной и затем закройте стеклянными пластинками.

3. В сухой стакан бросьте кусочек ваты, смоченной спиртом, и подожгите его горящей лучинкой.

4. Затем возьмите стакан с углекислым газом и осторожно перелейте в стакан, где горит вата? Что происходит?

5. В стакан, наполненный углекислым газом, поместите подожженную магниевую ленту, держа ее щипцами. Наблюдайте за горением магния.

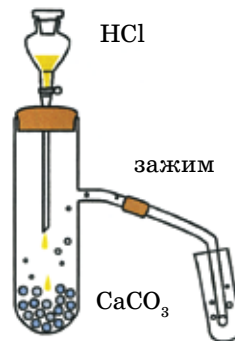


Рис. 73.
Получение углекислого газа

6. Продукты реакции залейте разбавленным раствором соляной кислоты. Что остается на дне стакана?

Вопросы и задания

1. Напишите все уравнения реакций, определите типы реакций.
2. К каким оксидам относится углекислый газ?
3. Можно ли собирать углекислый газ методом вытеснения воды? Ответ мотивируйте.
4. Углекислый газ тяжелее или легче воздуха? На каких этапах работы вы это наблюдали?

ДЕЛАЕМ ВЫВОодЫ

1. Углерод встречается в четырех аллотропных видоизменениях (алмаз, графит, карбин). Фуллерен – это искусственная модификация углерода, не существующая в природе.
2. В соединениях углерод проявляет валентность II, IV (CH_4 , CO, CO_2).
3. CO – угарный (ядовитый) газ, несолеобразующий оксид. CO_2 – кислотный оксид.
4. Углекислому газу соответствует угольная кислота H_2CO_3 . Она непрочная, разлагается. Соли этой кислоты называются карбонатами.
5. Активированный уголь – хороший адсорбент.

Глава XIII.

ВОДА

§54

ВОДА В ПРИРОДЕ



Что вы знаете о воде? Где она встречается? Для чего нужна вода? Как можно получить чистую воду?

Вода – химическое вещество, с которым вы знакомы с рождения.

Вода – основа жизни, самое распространенное на Земле вещество. Вода занимает 3/4 поверхности земного шара. Организмы человека и животных на 65–70% состоят из воды, а в растениях ее содержание достигает 90%. В зависимости от давления и температуры вода может находиться в жидком, твердом и газообразном состоянии в виде тумана, облака, дождя, росы, льда и т. д.

Химическая формула воды – H_2O (рис. 74); структурная формула $\text{H} - \text{O} - \text{H}$, молярная масса – 18 г/моль.

Химический состав воды

- качественно: H и O – атомы водорода и кислорода;
- количественно: $m(\text{H}) : m(\text{O}) = 1 : 8$;

$\nu(\text{H}) : \nu(\text{O}) = 2 : 1$ два атома водорода и один атом кислорода.

Физические свойства воды. Чистая вода – бесцветная жидкость без запаха и вкуса. При нормальном давлении кипит при 100°C и замерзает при 0°C , превращаясь в лед ($\rho = 0,92 \text{ г/см}^3$) и увеличиваясь в объеме на 9%. Лед всплывает на поверхность, так как $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$ при 4°C .

Если глубина слоя воды превышает 5 м, то она кажется голубой.

Теплоемкость воды очень высокая, поэтому в знойный летний день возле водоемов всегда прохладно. Поглощенное за летний период тепло вода постепенно отдает в зимнее время в окружающее пространство, смягчая климат Земли; задерживает до 60% теплового излучения нашей планеты, не давая ей охлаждаться. По этой причине над поверхностью озер и рек в холодное зимнее время стоит туман.

Природная вода всегда содержит нерастворимые и растворимые примеси. В морской воде примерно 3,5% растворенных солей, а в проточной и подземной воде – большое количество солей магния и кальция. В дождевой и талой воде примеси в основном представлены растворенными газами CO_2 , SO_2 и пылью.

Способы очистки воды. Они зависят от того, какими примесями и насколько она загрязнена. От нерастворимых примесей воду очищают с помощью отстаивания и фильтрования. От растворимых примесей – способом

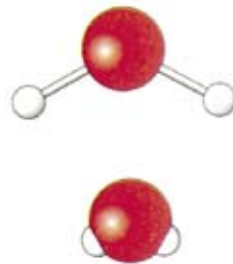


Рис. 74.

Шаростержневая и
объемная модели
воды

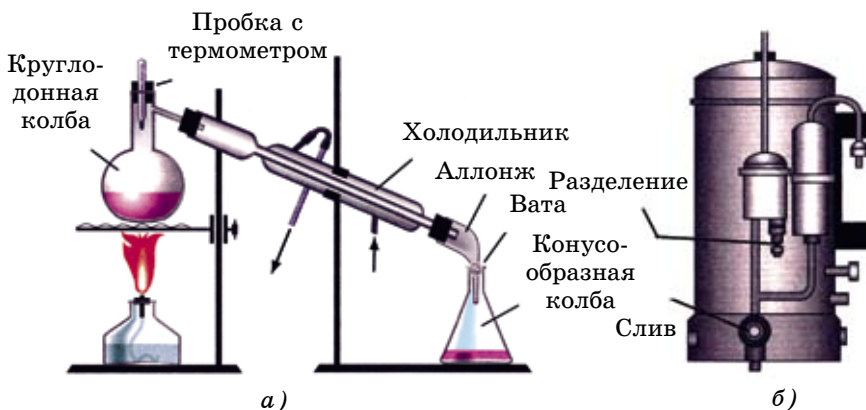


Рис. 75. Очистка воды перегонкой (а) и установка (б) для получения дистиллированной воды

перегонки. Чистая, без примесей, вода называется дистиллированной (рис. 75).

Питьевую воду получают путем очистки природной воды. Очистка природных вод – основная проблема водоснабжения мегаполисов. Для этого отфильтрованную воду направляют в отстойники, где происходит оседание неотфильтрованных частиц. Затем вода направляется на вторичную очистку. Ее обрабатывают хлором, иногда озоном для уничтожения бактерий. Все эти операции выполняются на специально оборудованных площадках водоочистительных станций (рис. 76).

Сточные воды крупных промышленных предприятий, отходы сельскохозяйственных комплексов также требуют дополнительной очистки. Их

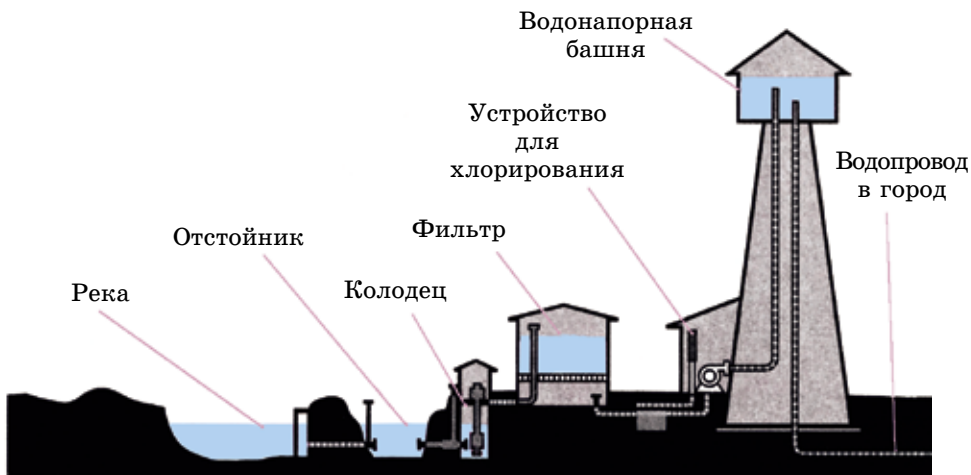


Рис. 76. Схема водоочистительной станции

нельзя сбрасывать в водоемы, и за этим строго следят органы экологического контроля.

Дистиллированная вода по составу близка к дождевой воде. Она используется при изготовлении лекарственных препаратов, а также в научно-исследовательских целях.

Атмосфера постоянно насыщается парами воды, которая испаряется с поверхности морей, рек, ледников, почвы и листьев растений. Избыток поступивших в нее паров конденсируется на взвешенных пылинках, образуя дождь и снег. Выпавшие осадки, собираясь в реках, озерах и подземных водах, попадают в моря.

С древнейших времен на нашей планете совершается такой круговорот воды: море → атмосфера → дождь или снег → море (рис. 77).

Всевозможные экологические катастрофы связаны с нарушением круговорота воды. Например, попавшие в воду нефтепродукты быстро растекаются по ее поверхности, уменьшая тем самым испарение и задерживая круговорот воды.

На территории Казахстана насчитывается 85 022 реки и временных водотока, в том числе 84 694 реки длиной 100 км, 305 – до 500 км, 23 реки длиной свыше 500–1000 км. Ертис – наиболее многоводная река Казахстана. Его длина в пределах РК составляет 1700 км (общая длина 4248 км). Вторая по величине река Сырдария длиной 1400 км в пределах республики (общая 2219 км). Река Иле в пределах РК 815 км (1001 км). Наиболее значительные реки РК – Жайык, Ертис, Тобол, Иле, Шу, Торгай, Сарысу, Талас, Нура, Эмба и др.



Рис. 77. Круговорот воды в природе

В Казахстане имеется 48 262 озера: Каспийское, Аральское моря, Балкаш, Тениз, Алаколь, Маркаколь, Зайсан и др. Более подробно о водных ресурсах РК вы узнаете при изучении «Физической географии Казахстана».

Вода – обыкновенное чудо

Главное из природных богатств – это вода.

Вода вездесуща. Это единственное вещество, которое существует на Земле в трех агрегатных состояниях. Она находится во всех земных сферах, не только в гидросфере, т. е. в океанах, морях, озерах, болотах, реках, ледниках, подземных водах, но и в атмосфере – на поверхности суши и в воздухе, в литосфере – в почве и в земной коре и в биосфере – в организмах всех животных и растений.

Вода – среда жизни. Одно из удивительных физико-химических свойств воды – это высокая растворяющая способность. Вода является инертным растворителем, т. е. химически не изменяющимся под воздействием тех веществ, которые растворяет. Поэтому вещества, необходимые для живых тканей, попадают в организм с водой в малоизмененном виде.

Вода – основной источник кислорода, входящего в состав атмосферного воздуха. Растения выделяют кислород в процессе фотосинтеза.

Вода регулирует климат. Исключительно высокая теплоемкость воды привела к тому, что океан стал регулировать климат Земли.

Вода формирует поверхность Земли. Реки, ручьи размывают горы, образуя широкие долины или глубокие ущелья, меняя таким образом ландшафт.

Вода – источник электрической энергии. Гидроэлектростанции превращают механическую энергию водного потока в электрическую.

Главное преимущество ГЭС перед тепловыми электростанциями (ТЭС), в которых используется энергия сжигаемого топлива, – это постоянное самовозобновление источника энергии, поэтому стоимость эксплуатации дешевле.

Вода – самая оживленная «трасса» для мореходных судов и танкеров.

Вода – целитель. Из-за высокой теплоемкости и большой теплопроводности она хорошо растворяет соли и газы и при купании благотворно влияет на кожный покров, улучшает кровообращение.

Вода – «землекоп». Гидромеханизация – подача воды под большим давлением. Под давлением в 6–12 атм вода легко размывает рыхлые горные породы, а при давлении 15–20 атм – более твердые. Гидромеханизация широко применяется на золотых приисках и угольных шахтах.

Вода измеряет. Человек выбрал воду в качестве эталона для измерения температуры, массы, количества тепла, времени, высоты местности.

В Древней Греции для измерения времени использовали водяные часы. Наверное, там и родилось выражение «ваше время истекло».

Вода тушит пожары. Вода не горит, потому что является продуктом сгорания водорода. При тушении пожара вода охлаждает горящие предметы, преграждает доступ кислорода из воздуха к очагу возгорания.

Вода – разрушитель. При замерзании вода расширяется. Превращаясь в лед, вода «рвет» даже гранитные валуны на части. Отсюда и пословица: «Вода камень точит».

Вода и магия. С древних времен воде приписывали магические свойства. Это отразилось, например, в христианском обряде крещения, совершаемом в

знак приобщения к религии Христа. Мусульмане перед пятикратным намазом совершают омовение.

Погружению в воду или обливанию во многих религиях придают значение не только физического, но и нравственного очищения.

Иногда о человеке, предугадавшем события, говорят: «Как в воду глядел».

Вода угрожает. Если воды оказывается катастрофически много или мало, то происходит стихийное бедствие (наводнение, засуха).

В настоящее время человек мужественно и умело борется со стихией, возводя плотины и дамбы, строя водохранилища. В Казахстане множество водохранилищ, самые крупные: Буктарминское, Капшагайское, Шардаринское и Коксарайское.

Вода является для человека более ценным природным богатством, чем нефть и газ, железо и уголь и т. д., ибо она незаменима.



Что означают эти слова: акварель, акватория, аквафор, акваланг, аквапарк? Объясните каждое название.



Знаешь ли ты?

- Что такое «мертвая вода»? Это D_2O или T_2O . Цвет, вкус и запах у них, как у воды, но они тормозят процесс обмена веществ, в клетке происходят необратимые процессы, что способствует быстрому старению организма. У «мертвой воды» температура плавления и кипения, а также плотность выше, чем у обыкновенной воды, а растворимость ниже.

А



1. Какая вода без примесей:
 - а) дождевая вода
 - б) дистиллированная вода
 - в) питьевая вода
 - г) морская вода
 - е) речная вода?
2. Назовите температуру кипения и замерзания воды при давлении 101,3 кПа.
3. Почему используют воду для тушения пожаров?

В



1. Вода при замерзании расширяется. Как меняется при этом плотность воды?
2. Учитывая содержание воды в организме человека, рассчитайте массу и количество воды в вашем теле.
3. По рисунку 77 «Круговорот воды в природе» составьте эссе. Подготовьте на эту тему презентацию.

С

1. Рассчитайте объем воды, необходимый для получения из 15 г сульфата магния насыщенного раствора при $40^\circ C$, если $S_{MgSO_4}^{40} = 35$ г/100 г H_2O .

Ответ: 42,85 мл.

2. Вычислите процентную концентрацию сульфата марганца в насыщенном растворе при температуре 40°C ($S_{\text{MgSO}_4}^{40^\circ} = 34,99 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$).

Ответ: 25,92%.

3. Какой объем воды испарился, если 6,9%-ный раствор соли массой 600 г через некоторое время стал 15%-ным?

Ответ: 324 мл.

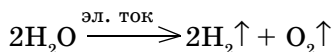
§55

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДЫ

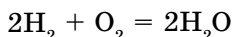


Водород, кислород, растворитель.

Под действием электрического тока или при температуре 2000°C происходит разложение воды. Эта реакция, как вы уже знаете, – один из способов получения водорода:

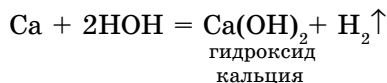
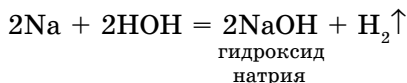


Разложение соединения на составные части называется *анализом*. Реакция получения сложных молекул (воды) из простых веществ называется *синтезом*:

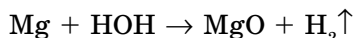


Взаимодействие воды с простыми веществами.

1. Взаимодействие воды с активными металлами также рассматривалось нами как один из способов получения водорода в лабораторных условиях. При этом протекают реакции замещения:

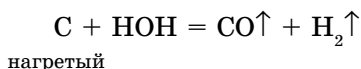


При взаимодействии металлов средней активности при нагревании с водой образуются оксид металла и водород:



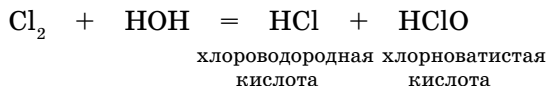
Малоактивные металлы с водой не реагируют.

2. При определенных условиях вода реагирует с некоторыми неметаллами. При пропускании паров воды над раскаленным углем происходит реакция:



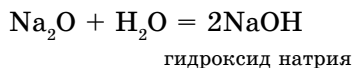
В результате реакции образуется смесь двух газов, которые способны гореть. Такая газовая смесь называется *водяным газом*.

При пропускании хлора через воду образуется смесь двух кислот хлора:

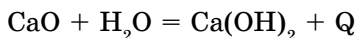


Взаимодействие воды со сложными веществами.

1. С оксидами активных металлов вода реагирует с образованием растворимых оснований – щелочей:



При взаимодействии оксида кальция (негашеная известь) с водой реакция протекает бурно с выделением большого количества тепла (рис. 78), и образуется гидроксид кальция (гашеная известь):



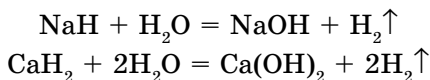
Отсюда можно сделать следующий вывод:

**оксид активного металла + вода =
= основание (щелочь)**



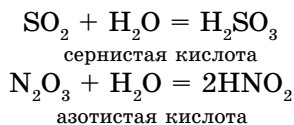
Рис. 78. Взаимодействие оксида кальция с водой

2. Гидриды активных металлов вступают во взаимодействие с водой по реакции:



В результате реакции образуются щелочи и водород.

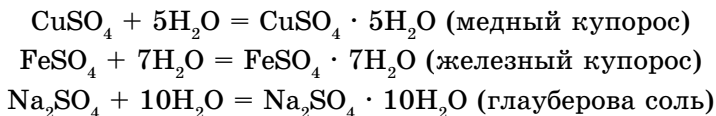
3. Оксиды некоторых неметаллов взаимодействуют с водой с образованием кислот:



Следовательно:

оксид неметалла + вода = кислота

4. Некоторые соли химически взаимодействуют с водой с образованием кристаллогидратов. *Кристаллогидратами* называют кристаллические гидраты определенного состава:



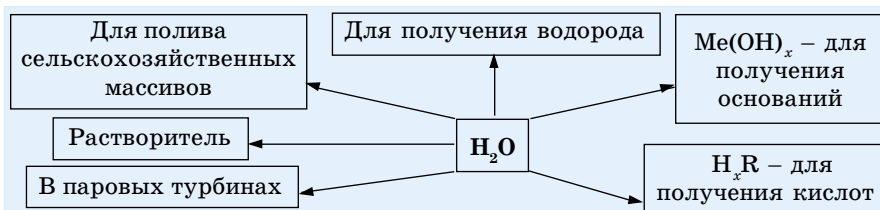
При расчете молекулярных масс кристаллогидратов масса воды суммируется с массой соли:

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 106 + 180 = 286.$$

Применение воды. Вода – второй (после кислорода) по величине природный ресурс, используемый человеком. Применение ее в промышленности, сельском хозяйстве и в быту очень многообразно.

Основные области применения воды показаны на схеме 10.

Схема 10. Применение воды



Знаете ли вы!

- Содержание воды в костях достигает 31%.
- На вершине Эвереста вода кипит при 71°C.
- Жирафы могут обходиться без воды дольше, чем верблюды.

А



1. С какими из приведенных веществ будет взаимодействовать вода: Zn, Cu, SiO₂ (кварцевый песок), SO₂, NaCl?
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия:
 $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3. Сколько граммов воды соединится с 14,2 г безводного сульфата натрия при образовании кристаллогидрата Na₂SO₄ · 10H₂O?

Ответ: 18 г.

В

1. Определите объем газов (н. у.), образовавшихся при разложении 5 молей воды.
2. Рассчитайте массы воды и оксида кальция, необходимые для получения 14,8 г Ca(OH)₂.
3. При взаимодействии безводного сульфата магния массой 2,44 г с водой образуется 5 г кристаллогидрата. Сколько молекул кристаллизационной воды содержит этот кристаллогидрат? Выведите формулу кристаллогидрата.

С

1. Рассчитайте массу серной кислоты, если в реакцию с водой вступило 160 г оксида серы (VI).

Ответ: 196 г.

2. Сколько литров водорода (н. у.) образуется, если в реакцию замещения с водой вступило 4,6 г натрия?

Ответ: 2,24 л.

3. Определите процентную концентрацию соляной кислоты, если в 700 г воды растворили 112 г хлороводорода. Рассчитайте объемы (н. у.) газов, необходимых для получения 112 г хлороводорода.

Ответ: 13,79%, 34,37 л Cl_2 , 34,37 л H_2 .

4. Водный раствор хлорида бария содержит 32% этой соли, в расчете на безводную соль. Каково процентное содержание $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в данном растворе?

Ответ: 37,54%.



Знаете ли вы?

Сколько жидкости в нашем теле? 5 л крови; 2 л лимфы; 28 л внутриклеточной и межклеточной воды; 1,5 л слюны, 5 л желудочного сока; 1 л желчи; 0,7 л сока поджелудочной железы; 0,1–0,2 л воды в головном и спинном мозге. Конечно же, это не чистая вода, а растворенные в воде органические и неорганические вещества. Очень много воды в стекловидном теле глаза (99%), а меньше всего – в эмали зубов.

§56

ПРИЧИНЫ ЗАГРЯЗНЕНИЯ ВОДЫ. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ



Почему в жесткой воде мыло не пенится? Знаете ли вы причину этого явления?

В 1886 году немецкий ученый, дарвинист Эрнест Геккель ввел понятие «экология». В переводе с греческого это означает «наука о постоянном местожительстве». Химическая наука при решении вопросов охраны природы и рационального использования природных ресурсов имеет решающую роль. В то же время химическая промышленность, принося нам пользу, одновременно является источником загрязнения окружающей среды. Поэтому нельзя изучать химию, не касаясь экологической проблемы.

Причины загрязнения воды. Наиболее распространенным загрязнителем воды являются углеводороды (нефть и нефтепродукты), которые попадают в воду в основном при их транспортировке и авариях, а также радиоактивные вещества (рис. 79).

В промышленных районах загрязняются не только атмосфера, но и **водные объекты**. В Балкаше качество воды ухудшается из-за деятельности Балкашского медеплавильного завода, который сбрасывает в озеро использованную воду. На реке Ертис ПДК по железу, меди и марганцу превышены в



Рис. 79. Последствия загрязнения водоемов и почвы

1,7–1,8 раза. Только в Восточно-Казахстанской области в бассейн реки ежегодно сбрасывается 200 млн м³ сточных вод.

С точки зрения химического воздействия на природу, ученые выделяют следующие направления:

- 1) потребление химических веществ из природы;
- 2) загрязнение природы отходами человеческой деятельности;
- 3) появление новых высокоактивных химических соединений, выделенных из природных источников или синтезированных человеком.

Многие экологические проблемы создает металлургическое производство. Его основные этапы:

- 1) добыча руды на месторождениях;
- 2) обогащение руды;
- 3) переработка руды и получение металлов.

Для производства металлов необходимы более сложные технические приспособления, чем для переработки минералов. Поэтому производство металлов – очень дорогостоящая отрасль. Из каждой добытой 1000 т сырья 1/4 часть остается в земле. При первичной обработке и обогащении руды теряется еще 1/3 произведенного сырья. Ведь обычно обогащение производится по одному элементу, а все остальное не используется. Поэтому вокруг горно-обогатительных комбинатов растут «горы» из остатков и отходов.

Некоторые их составляющие вымываются дождевой водой и выветриваются. Вследствие этого снижается плодородие прилегающих почв, загрязняются реки и озера. Тем самым создается опасное санитарно-гигиеническое состояние среды.

Для охраны природы разрабатываются различные мероприятия. Среди них:

1. Комплексное использование руд с использованием циркуляционных принципов технологии.
2. Разработка и использование экологически чистых источников энергии.
3. Разработка новых фильтров, адсорбентов для задержания твердых и ядовитых газообразных отходов производства.

4. Повышение степени очистки сточных вод с использованием современных технологий.

В нашей республике экологические проблемы волнуют жителей особенно в таких городах, как Усть-Каменогорск, Павлодар, Темиртау, Шымкент, Тараз, Балкаш, а также космодром Байконур и ближайшие районы.

Жесткость воды обусловлена наличием в ней ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Чем выше в природной воде содержание этих ионов, тем больше ее жесткость.

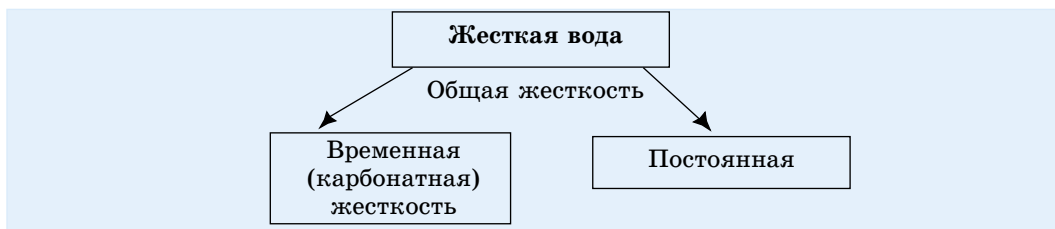
В жесткой воде мыло не пенится, поэтому используют синтетические моющие средства. Из-за жесткости воды на внутренних стенках трубопроводов и паровых котлов оседает **накипь** – твердые соли (CaCO_3 , CaSO_4). Жесткая вода имеет плохую теплопроводность, поэтому вызывает местный перегрев (рис. 80).

Жесткость воды бывает двух видов: временная и постоянная (схема 11).



Рис. 80.
Образование
накипи

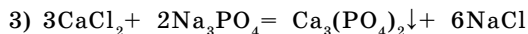
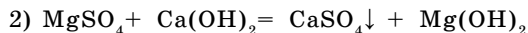
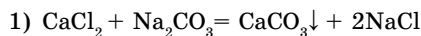
Схема 11. Жесткость воды



Временная жесткость вызвана присутствием в воде гидрокарбонатов $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Она устраняется кипячением воды, поэтому называется карбонатной, устранимой.



Постоянная жесткость сохраняется при кипячении воды, она обусловлена содержанием CaSO_4 , CaCl_2 и MgSO_4 . Для устранения постоянной жесткости к воде добавляют соду (Na_2CO_3), известковую воду ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), фосфат натрия. Эти вещества добавляются для того, чтобы осадить ионы кальция и магния.



В настоящее время для устранения жесткости воды применяются ионообменные смолы.



Это интересно!

В настоящее время для профилактики кариеса применяются фторсодержащие пасты (специальные добавки NaF , ZnF_2 , CaF_2). Под воздействием этих соединений на эмали зубов образуются фторапатиты ($\text{Ca}_{10}\text{R}_2(\text{PO}_4)_6(\text{R}-\text{OH}^-, \text{Cl}^-, \text{F}^-)$), они устойчивы к действию кислот и обладают бактерицидными свойствами.



Жесткость воды, виды жесткости воды: временная, постоянная и общая; методы устранения жесткости.

А



1. Что такое жесткость воды? Какие виды жесткости воды вы знаете?
2. Как устраняют временную жесткость? К какому типу относятся эти реакции?

В

1. Какие реактивы применяются для устранения постоянной жесткости?
2. Какие экологические проблемы существуют там, где вы проживаете?

С

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить приведенные ниже превращения.
 а) $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2$
 $\quad \quad \quad \searrow$
 $\quad \quad \quad \text{CaCO}_3$
 б) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$
2. Подготовьте эссе и презентацию по теме «Причины загрязнения воды».



Это интересно!

Мел, мрамор, известняк – все эти вещества представлены одной формулой – CaCO_3 . Состав твердого мрамора, пригодного для создания скульптур, и аморфного мела, оказывается, одинаковый!



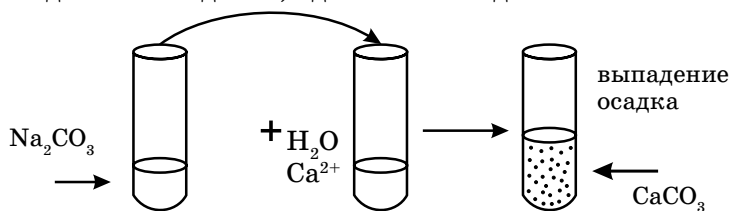
Лабораторный опыт № 10

Определение жесткости воды

Цель: знать понятие «жесткость воды» и способы ее устранения.

Реактивы	Оборудование, химическая посуда
Вода, раствор карбоната натрия	Пробирки

Возьмите две пробирки с жесткой водой (с ионами Ca^{2+}). Одну пробирку начинайте кипятить. Что произошло? В другую налить раствор карбоната натрия. Проведите наблюдение, сделайте вывод.



Вопросы и задания

1. Какую жесткость устраняют кипячением воды?
2. Почему добавили соду во вторую пробирку? Какую жесткость устраняют с помощью этого реактива?
3. Напишите свои наблюдения и уравнения проделанных опытов в лабораторный журнал. Сделайте соответствующие выводы.

ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Вода – универсальный растворитель, основа жизни.
2. В зависимости от температуры и давления вода может существовать в трех агрегатных состояниях: газообразном, твердом и жидком.
3. Вода – уникальное соединение. Плотность льда меньше плотности воды в жидком состоянии, поэтому лед плавает на поверхности воды, так как при температуре 4°C $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$.
4. Вода взаимодействует с активными металлами, их оксидами.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

А

Аллотропия – явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ. Аллотропия зависит от числа атомов в молекуле или от структуры кристалла.

Амфотерность – это способность вещества реагировать с кислотами и щелочами.

Атмосфера земли – по массе: 75,6% – N_2 , 23,1% – O_2 , 1% – благородные газы и газы переменного состава; по объему: 78,09% – N_2 , 20,95% – O_2 , 0,03% – CO_2 , остальное – благородные газы.

Атом – мельчайшая химически неделимая частица молекулы.

Атомная единица массы (а. е. м.) – $1/12$ массы атома углерода.

В

Валентность – способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов или атомных групп с образованием химической связи.

Валентность – величина, определяемая числом неспаренных электронов, участвующих в образовании химических связей.

Вещества – составляющие тел.

Возбужденное состояние атома – в результате внешнего воздействия (нагревание, облучение) электроны переходят на орбитали с более высокой энергией.

Возгонка (сублимация) – переход вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкую стадию.

Г

Галогены – элементы главной подгруппы VII группы (F, Cl, Br, I).

Гетерогенные смеси – состоят из веществ в разных агрегатных состояниях.

Гомогенные смеси – состоят из веществ в одинаковых агрегатных состояниях.

Горение – процесс окисления, идущий с выделением тепла и света с самоускорением.

Гремучий газ – смесь двух объемов водорода и одного объема кислорода.

Группа – вертикальный ряд элементов с одинаковой валентностью в соединениях с кислородом. Группы подразделяются на основные и побочные.

З

Закон постоянства состава – состав чистого вещества молекулярного строения независимо от способа получения постоянен.

Закон сохранения массы веществ – масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Заряд ядра атома определяется порядковым номером элемента в ПС, т. е. числом протонов.

И

Изотопы – вид атомов с одинаковым зарядом ядра, но с разной массой (т. е. содержат одно и то же число протонов, но разное число нейтронов).

Индексы – величины, показывающие число атомов в молекуле.

Индикатор (определитель) – химическое вещество, изменяющее окраску при изменении концентрации одного компонента в растворе.

Ионная связь – связь между ионами, образующаяся за счет электростатического притяжения.

Ионы – заряженные частицы, образующиеся в результате отдачи или присоединения элементом электронов.

К

Катализатор – вещество, которое изменяет скорость реакции, но не расходуется в результате реакции.

Кислоты – сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться атомами металлов и кислотного остатка.

Ковалентная связь – связь, осуществляемая путем образования общей электронной пары за счет спаривания неспаренных электронов между атомами.

Концентрация растворов – количество растворенного вещества, содержащееся в определенном количестве раствора или растворителя. Растворы с большой концентрацией растворенного вещества называются *концентрированными*, с малой – *разбавленными*.

Кристаллическая решетка – расположение кристаллов в пространстве в определенном порядке. Кристаллические решетки подразделяются на *атомные*, *ионные*, *молекулярные* и *металлические* в зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решетки.

Круговорот кислорода в природе – фотосинтез и процессы, в которых расходуется кислород.

М

Массовая доля – отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

$$\omega(x) = \frac{m_{\text{раств. в-ва}}}{m_{\text{раствора}}},$$

где $m(x)$ – масса растворенного вещества, $m(S)$ – масса растворителя, г.

Молекула – мельчайшая частица вещества, которая сохраняет его свойства.

Моль – количество вещества, в котором содержится N_A (число Авогадро) молекул данного вещества.

Молярная концентрация – количество растворенного вещества в литре раствора:

$$C(x) = \frac{\nu(x)}{V_{\text{раствора}}} \{ \text{моль/л} \}.$$

Молярная масса – масса 1 моля вещества (г/моль).

Молярный объем (V_m) – объем 1 моль газа при нормальных условиях ($V_m = 22,4$ л/моль).

Н

Насыщенный раствор – устойчивая система, в которой количества веществ, переходящих в раствор и осаждающихся из раствора в единицу времени, равны.

Нейтрон – элементарная частица, входящая в состав ядра атома, массой 1 а. е. м., не имеет заряда.

Ненасыщенный раствор – раствор, в котором концентрация растворенного вещества меньше, чем для насыщения.

Неполярная ковалентная связь – связь, образующаяся между атомами с одинаковой электроотрицательностью.

Неспаренный электрон – одиночный электрон в ячейке.

Нормальные условия – $t^\circ = 0^\circ\text{C}$, $p = 1$ атм.

Нуклоны – общее название протонов и нейтронов.

О

Озон (O_3) – аллотропное видоизменение кислорода под действием ультрафиолетового облучения.

Оксиды – сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, одним из которых является кислород.

Основания – сложные вещества, в которых атомы металлов соединены с одной или несколькими гидроксильными группами.

Относительная атомная масса элемента – число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса данного атома больше $1/12$ массы атома углерода, т. е. а. е. м.

Относительная молекулярная масса вещества показывает, во сколько раз масса данной молекулы больше атомной единицы массы.

Относительная плотность – отношение масс газов, взятых при одинаковых условиях и с одинаковым объемом:

$$D = \frac{m(1)}{m(2)} = \frac{M(1)}{M(2)} = \frac{\rho(1)}{\rho(2)}$$

П

Перенасыщенный раствор – раствор, в котором концентрация растворенного вещества больше, чем для насыщения.

ПДК (предельно допустимая концентрация) – концентрация вещества, не оказывающая вредного воздействия на окружающую среду.

Период – горизонтальный ряд элементов в Периодической системе, начинающийся со щелочного металла и заканчивающийся инертным газом.

1–3-й периоды – малые.

4–7-й периоды – большие.

Плотность (ρ) – отношение массы вещества к его объему:

$$\rho = \frac{m}{V} \text{ (г/см}^3\text{, кг/м}^3\text{)}$$

Плотность раствора – масса единицы объема раствора, измеряется ареометром (г/мл, г/см³, кг/м³).

Полярная ковалентная связь – связь, образующаяся между атомами с различной электроотрицательностью.

Порядковый номер элемента – определяет заряд ядра атома и общее число электронов в атоме.

Простые вещества состоят из атомов одного элемента.

Протон – элементарная частица, входящая в состав ядра атома, масса 1 а. е. м., заряд +1.

Р

Радиоактивность – самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного элемента в изотоп другого элемента, сопровождающееся испусканием элементарных частиц.

Раствор – гомогенная система переменного состава, состоящая из двух и более компонентов.

Растворимость (коэффициент растворимости) – масса вещества, необходимая для образования насыщенного раствора в 100 г растворителя при данной температуре.

Реакции замещения – реакции, при которых атомы или молекулы простых веществ замещают атомы или молекулы в составе сложных веществ.

Реакции обмена протекают между сложными веществами, в результате образуются два новых сложных вещества.

Реакции окисления с участием кислорода – коррозия, гниение и брожение, т. е. медленное окисление.

Реакции разложения – реакции, при которых молекулы сложных веществ распадаются на несколько простых веществ.

Реакции присоединения – реакции, в результате которых из нескольких простых или сложных веществ получают одно сложное вещество.

Ряд активности металлов – ряд металлов, расположенных по уменьшению их активности.

Реакция нейтрализации – взаимодействие кислот и оснований с образованием соли и воды.

С

Свойства – признаки, по которым вещества отличаются друг от друга.

Смесь – система, состоящая из нескольких распределенных друг в друге веществ, каждое из которых сохраняет свои физические и химические свойства.

Сложные вещества состоят из атомов различных элементов

Соли – сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотного остатка.

Соли основные – соли, в молекулах которых кроме кислотных остатков содержатся также гидроксогруппы.

Соли кислые – соли, в молекулах которых кроме атомов металлов содержатся также атомы водорода.

Спаренные электроны – пара электронов в ячейке.

Спин – направление вращения электрона вокруг своей оси.

Стандартные условия – $t^{\circ} = 25^{\circ}\text{C}$, $p = 101,3 \text{ кПа}$.

Стехиометрический коэффициент – величина, показывающая число молей вещества; в химических уравнениях стоит перед формулами простых и сложных веществ.

Т

Тела – окружающие нас предметы, которые имеют объем и форму.

Термохимическое уравнение – уравнение химической реакции, в котором указаны тепловой эффект и агрегатное состояние исходных веществ и продуктов реакции.

Топливо – источник энергии (твердое, жидкое, газообразное).

У

Уравнение химической реакции – условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.

Ф

Физические явления – изменения веществ, при которых меняются только форма и агрегатное состояние.

Физические свойства веществ – вид, запах, цвет, агрегатное состояние, растворимость, температуры плавления и кипения.

Х

Химия – наука о веществах и закономерностях их превращений.

Химическая формула показывает качественный и количественный состав молекулы.

Химические реакции (химические явления) – превращения одних веществ в другие.

Химический элемент – определенный вид атомов, характеризуется определенным зарядом ядра.

Ч

Число Авогадро (N_A) – величина, показывающая число структурных единиц (атом, молекула, ион) в одном моле любого вещества. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Чистые вещества – состоят из одинаковых молекул.

Щ

Щелочные металлы – элементы главной подгруппы I группы (Li, Na, K, Rb, Cs).

Э

Экзотермические реакции идут с выделением энергии, а **эндотермические реакции** – с поглощением энергии.

Электроотрицательность – величина, характеризующая свойство атомов элемента притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами соединений.

Электрон – элементарная отрицательно заряженная частица. Число электронов в атоме равно числу протонов.

Я

Ядро атома – положительно заряженная частица, состоящая из протонов и нейтронов, находится в центре атома. Масса ядра атома определяется суммой масс протонов и нейтронов.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Габриелян О.С.* Химия, 8 класс. М., 2013. – 288 с.
2. *Ерёмин В.В., Дроздов А.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В.* Химия, 8 класс. – Оникс.
3. *Кузнецова Л.М.* Химия, 8 класс. Учебник. 6-е изд., стереотип. – М.: Мнемозина, 2011. – 224 с.
4. *Кузнецова Н.Е., Титова И.М., Гара Н.Н.* Химия, 8 класс. Учебник. 4-е изд. – М.: Вентана-Граф, 2012. – 256 с.
5. *Оржековский П.А., Мещерякова Л.М., Шалашова М.М.* Химия, 8 класс. Учебник. – АСТ Астрель, 2013. – 272 с.
6. *Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г.* Неорганическая химия, 8 класс. 15-е изд. – М.: 2011. – 176 с.
7. 1С: Образовательная коллекция. Химия для всех – XXI: Решение задач. Самоучитель.
8. Химия для всех – XXI: Химические опыты со взрывами и без. Мультимедийное пособие. Сайт разработчика www.splint.org
9. Электронные ресурсы:
<http://shool-collection.edu.ru>.
<http://festival>
<http://xumuk.ru>.
<http://alxumuk.ru>.
<http://www.allend.ru/edu/chem3.htm>.
<http://chemistry.narod.ru>.
<http://www.nob-inf.narod.ru>.
<http://experiment.edu.ru>.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.	3
----------------------	---

ГЛАВА I. ДВИЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМАХ

§1. Распределение электронов в атомах.	4
§2. Электронные формулы атомов.	6
Лабораторный опыт №1	10
§3. Образование ионов	10
§4. Составление формул соединений	14

ГЛАВА II. ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ И УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

§5. Расчеты по химическим формулам	18
§6. Составление уравнений химических реакций	22
§7. Закон сохранения массы веществ	24
§8. Соотношение масс реагирующих веществ. Закон постоянства состава	26
Лабораторный опыт №2	28
§9. Типы химических реакций.	30
§10. Химические реакции в природе и жизнедеятельности живых организмов и человека.	33

ГЛАВА III. ХИМИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ

§11. Реакции металлов с кислородом и водой	38
§12. Взаимодействие металлов с кислотами. Ряд активности металлов	42
Лабораторный опыт №3	43
§13. Взаимодействие металлов с растворами солей	44
Практическая работа №1.	46

ГЛАВА IV. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА

§14. Количество вещества. Число Авогадро. Молярная масса вещества	48
§15. Взаимосвязь массы, молярной массы и количества вещества	50

ГЛАВА V. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

§16. Решение задач по уравнениям химических реакций	53
---	----

§17. Закон Авогадро. Молярный объем газов	56
§18. Относительная плотность газов	61
§19. Закон объемных отношений	64

ГЛАВА VI. ЗНАКОМСТВО С ЭНЕРГИЕЙ В ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

§20. Горение топлива и выделение энергии	67
§21. Экзотермические и эндотермические реакции. Термохимические уравнения	70
Лабораторный опыт №4.	72
§22. Расчеты по термохимическим уравнениям	72

ГЛАВА VII. ВОДОРОД, КИСЛОРОД И ОЗОН

§23. Водород. Получение, физические свойства и применение	77
§24. Химические свойства водорода	81
Практическая работа №2.	84
§25. Кислород. Распространение кислорода в природе. Получение	85
§26. Химические свойства кислорода	92
§27. Озон	95
Практическая работа №3.	97

ГЛАВА VIII. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

§28. Структура Периодической системы химических элементов	99
§29. Периодическое изменение некоторых характеристик и свойств атомов химических элементов	100
§30. Характеристика элемента по положению в Периодической системе	103
§31. Естественные семейства химических элементов и их свойства. Щелочные металлы	107
§32. Галогены и инертные газы	110
§33. Металлы и неметаллы	114

ГЛАВА IX. ВИДЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

§34. Электроотрицательность.	117
§35. Ковалентная связь	121
§36. Ионная связь.	124

§37 Взаимосвязь между типами связей, видами кристаллических решеток и свойствами веществ	125
--	-----

ГЛАВА X. РАСТВОРЫ И РАСТВОРИМОСТЬ

§38. Растворение веществ в воде. Растворимость	129
Лабораторный опыт №5.	130
Практическая работа №4.	131
§39. Решение задач, связанных с растворимостью веществ	132
§40. Массовая доля растворенного вещества.	135
§41. Молярная концентрация вещества в растворе	137
Практическая работа №5.	139
Расчетные задачи по уравнениям реакций с использованием концентрации раствора	140

ГЛАВА XI. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

§42. Оксиды.	148
§43. Химические свойства оксидов	151
Лабораторный опыт №6.	154
§44. Кислоты	155
§45. Химические свойства кислот.	160
Лабораторный опыт №7.	162
§46. Основания. Состав, номенклатура	164
§47. Химические свойства оснований	167
Лабораторный опыт №8.	169
§48. Соли: классификация, номенклатура	171
§49. Химические свойства солей.	177
Лабораторный опыт №9.	181
§50. Генетическая связь между классами неорганических соединений	182

ГЛАВА XII. УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

§51. Общая характеристика углерода	187
§52. Химические свойства углерода	189
Практическая работа №6.	192
§53. Оксиды углерода	193
Практическая работа №7.	197

ГЛАВА XIII. ВОДА

§54. Вода в природе	199
-------------------------------	-----

§55. Химические свойства воды	204
§56. Причины загрязнения воды. Жесткость воды и способы ее устранения	207
Лабораторный опыт №10.	210
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ	212
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ.	218

Учебное издание
Усманова Майкамал Бигалиевна
Сакарьянова Куралай Назымовна
Сахариева Балнұр Назымовна

ХИМИЯ

Учебник для 8 класса общеобразовательной школы

Зав. редакцией *Н. Жиенгалиев*
Редакторы *В. Старицина, Р. Қаржасбай*
Спецредактор *Е. Загоруйко*
Художественный редактор *В. Пак*
Технический редактор *О. Рысалиева*
Корректор *И. Кротов*
Компьютерная верстка *Е. Огурцовой*

ИБ № 084

Сдано в набор 21.01.2018. Подписано в печать 23.05.2018.

Формат 70х90 $\frac{1}{16}$. Бумага офсетная. Гарнитура «SchoolBook Kza». Печать офсетная.

Усл.-печ. л. 16,38. Уч.-изд. л. 15,83. Тираж 13 000 экз. Заказ 3437.

ТОО «Корпорация «Атамұра», 050000, г. Алматы, пр. Абылай хана, 75.

Полиграфкомбинат ТОО «Корпорация «Атамұра» Республики Казахстан,
050002, г. Алматы, ул. М. Макатаева, 41.

