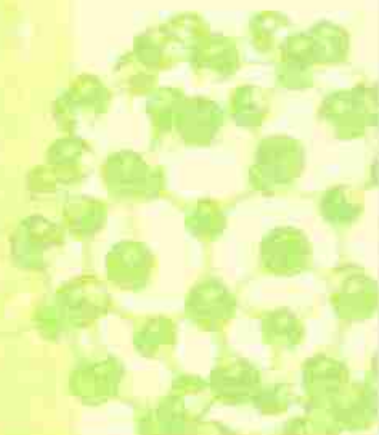
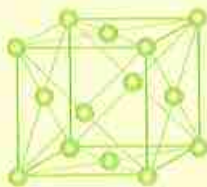




О. Г. Ярошенко

ХИМИЯ

10



УДК 373.5:54+54](075.3)

ББК 24я721

Я 77

*Рекомендовано Министерством образования и науки Украины
(приказ МОН Украины № 177 от 03.03.2010 г.)*

Издано за счёт государственных средств. Продажа запрещена

**Психолого-педагогическую экспертизу проведено
в Институте педагогики НАПН Украины.**

Эксперты, осуществлявшие экспертизу:

Барановская Л. П., учитель-методист Тульчинского ОУЗ I–III ст. интерната;

Ешпа Т. И., учитель Луганского лицея иностранных языков;

Гнед Л. И., учитель-методист городского методического кабинета отдела образования Каневского горисполкома Черкасской обл.;

Бохан Ю. В., заведующая кафедрой химии, доцент естественно-географического факультета Кировоградского государственного педагогического университета им. Владимира Винниченко, кандидат химических наук.

Переведено с издания:

Ярошенко О. Г. Хімія: Підручн. для 10 кл. загальноосвіт. навч. закл. (рівень стандарту, академічний рівень). — К.: Грамота, 2010. — 224 с. : іл.

Ярошенко О. Г.

Я 77 Химия : Учебн. для 10 кл. общеобразоват. учебн. завед. с рус. яз. обуч. (уровень стандарта, академический уровень). — К.: Грамота, 2010. — 224 с. : ил.

ISBN 978-966-349-277-3

Учебник отвечает действующим программам (уровень стандарта, академический уровень) МОН Украины. В учебнике выдержано единство теоретических знаний, методов их познания, достигнений отечественной науки и химической промышленности, практического применения знаний.

Учебный материал, который изучается только на академическом уровне, вынесен в отдельную рубрику.

Школьный эксперимент представлен всеми его видами: описано ход выполнения и результаты демонстрационных опытов, даны задания и инструкции по выполнению лабораторных опытов и практических работ.

Методический аппарат охватывает разноуровневые вопросы и задания, сориентированные на возрастные особенности десятиклассников.


УДК 373.5:54+54](075.3)

ББК 24я721


ISBN 978-966-349-277-3


© Ярошенко О. Г., 2010

© Издательство «Грамота», 2010

В этом учебном году вы начинаете осваивать новый этап в овладении химическими знаниями. Отныне каждому из вас предоставляется возможность изучать их на одном из двух уровней дифференциации обучения в старшей школе — стандарта и академическом. Этот учебник отвечает государственным требованиям к обучению химии на двух уровнях. Материал, общий для обоих уровней обучения, содержится в параграфах, а материал, который согласно учебным программам, предназначенный только для изучения на академическом уровне, подан в отдельной рубрике «Для тех, кто изучает химию на академическом уровне» . Использование учебника становится удобным и доступным сразу на двух уровнях изучения химии, способствует самостоятельному овладению знаниями по этому предмету тем из вас, кто желает их расширить, если класс изучает химию на уровне стандарта.

Учебник начинается с краткого повторения важнейших вопросов из курса химии, изучаемых в основной школе. Отнеситесь с пониманием к этому материалу, ведь изучение двух тем — «Неметаллические элементы и их соединения» и «Металлические элементы и их соединения» — основано именно на этих знаниях. Текст параграфов для лучшего ориентирования разделён на логически завершённые части, которые имеют заглавия. Основные понятия и термины, а также алгоритмические предписания напечатаны на плашках синего цвета. Таким образом, не нарушая целостности восприятия нового материала, вы сможете легко отыскать нужное вам понятие или термин и его объяснение в содержании параграфа.

Новый материал перемежается заданиями для актуализации знаний со значком . Их назначение — обеспечить вам активную самостоятельную работу в процессе изучения нового материала. Часть из этих заданий вы будете выполнять под руководством учителя на уроке, а часть — самостоятельно.


В основной школе вы имели возможность убедиться в важности химического эксперимента как средства и метода обучения. Поэтому в тексте параграфов описаны и проиллюстрированы опыты, которые учитель будет демонстрировать на уроке, а в рубрике «Исследуем вещества и их свойства»  помещены задания и рекомендации по выполнению лабораторных опытов — ваших кратковременных исследований на уроках с целью закрепления и применения приобретённых знаний. Эти опыты помогут вам понять химические явления, лучше усвоить материал.


Завершающей рубрикой параграфов является рубрика «Вопросы и задания для самоконтроля знаний» . Их содержание ориентирует вас на то, какие задания будет предлагать учитель на разных этапах усвоения знаний. Чтобы хорошо подготовиться к самоконтролю,

выполняйте не только задания рубрики, но и подобные задания, дополнительно пользуясь сборниками задач и упражнений, рабочими тетрадями и т. п. Творческие и усложнённые задания этой рубрики обозначены звёздочкой (*). Обращайте на них внимание, старайтесь понять и выполнить эти задания. Это будет свидетельствовать о вашем интересе к изучению химии, и в тоже время способствовать достижению высоких результатов в учёбе. Выполнение творческих заданий предусматривает использование групповой формы организации учебной деятельности, что важно не только в познавательном плане, но и для формирования умения общаться, коллективно ставить и решать конкретные задания.

Помните, что лишь на межпредметной основе возможно формирование естественно-научной картины мира, всеми способами реализуйте межпредметные связи химии с другими учебными предметами. В учебнике на это вас ориентирует содержание параграфов и творческих заданий.

Значительный по объёму иллюстративный материал (рисунки, таблицы, схемы и т. п.) предназначен расширить познавательные возможности учебника, создавать условия для самостоятельной проработки текста параграфов.

После каждой темы помещён материал из изученной темы под названием «Обобщим изученное» . Несколько страниц этой рубрики дадут возможность определить основное из того, что вы изучали на уроках и что является общим для значительной группы веществ и явлений. Вдумчиво прорабатывайте материал этой рубрики, каждое из общих положений иллюстрируйте собственными конкретными примерами.

Изучение темы завершает рубрика «Готовимся к тематическому контролю знаний» . В ней приведены разные по содержанию и уровню сложности тестовые задания и задания с открытым ответом, которые помогут вам проверить готовность к тематическому контролю знаний, будут способствовать подготовке к внешнему независимому оцениванию учебных достижений тем из вас, кто будет иметь желание принять участие во внешнем независимом оценивании знаний по химии в выпускном классе.

Чтобы ваша самостоятельная учебная деятельность была более эффективной, используйте материалы рубрик «Словарь терминов», «Алфавитный указатель», «Список дополнительной литературы и интернет-источников».

Желаю вам развивать интерес к изучению химии, успешно овладевать учебным материалом, формировать компетентности, связанные с теоретическими знаниями и экспериментальными умениями.

Успешного вам учебного года!

Автор



ПОВТОРЕНИЕ
ВОПРОСОВ ИЗ КУРСА ХИМИИ
ОСНОВНОЙ ШКОЛЫ





§ 1. Общие сведения о важнейших классах неорганических соединений

В основной школе вы уже изучили такие классы неорганических соединений, как оксиды, кислоты, основания, соли.

▶ Вспомните их определения и распределите приведённые формулы по классам соединений, назовите вещества: NaOH , CuSO_4 , CaO , HCl , HNO_3 , SO_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Среди неорганических соединений преобладают представители именно этих классов. Хотя, кроме них, вам известны амфотерные гидроксиды (алюминий гидроксид, цинк гидроксид и др.), пероксиды (водород пероксид и др.).

Вещества, формулы которых относятся к одному классу, подобны по составу, но отличаются физическими и химическими свойствами. Это даёт основание для классификации их в отдельные группы. Например, в зависимости от агрегатного состояния (физическая характеристика) оксиды делятся на твёрдые (например, фосфор(V) оксид), жидкие (например, вода), газообразные (например, карбон(IV) оксид).

▶ Приведите собственные примеры оксидов, которые в обычных условиях находятся в разном агрегатном состоянии.

По способности растворяться в воде кислоты, основания и соли делятся на растворимые, малорастворимые и нерастворимые. Например, сульфатная кислота хорошо растворима, силикатная кислота — нерастворима, цинк(II) гидроксид — нерастворимое основание, натрий гидроксид — растворимое основание, кальций гидроксид — малорастворимое основание, натрий хлорид — растворимая соль, барий сульфат — нерастворимая соль, кальций сульфат — малорастворимая соль. Нужно помнить, что абсолютно нерастворимых веществ не существует.

Растворимые основания образуют мыльные растворы, вследствие чего эти вещества получили название *щёлочей*. Это: литий гидроксид, натрий гидроксид, калий гидроксид, кальций гидроксид, барий гидроксид и некоторые другие. Их гораздо меньше, чем нерастворимых оснований.

Среди разных классификаций неорганических веществ наиболее часто употребляемой является классификация по *химическим свойствам*.

Оксиды. Вам известно, что оксиды — это бинарные соединения элемента с Оксигеном, в которых он проявляет степень окисления -2 . Они бывают *солеобразующие* и *несолеобразующие*. Солеобразу-

ющие оксиды в зависимости от их химических свойств разделяют на *основные*, *кислотные* и *амфотерные*.

Основные — это оксиды, взаимодействующие с кислотами, с образованием соли и воды.

К ним относятся лишь оксиды металлических элементов со степенью окисления +1, +2, реже +3.

Гидратами оксидов (гидратными формами), которые соответствуют основным оксидам, являются **основания**.

Например: $\text{Na}_2\text{O} - \text{NaOH}$, $\text{CuO} - \text{Cu(OH)}_2$,
 $\text{Cu}_2\text{O} - \text{CuOH}$, $\text{FeO} - \text{Fe(OH)}_2$

▶ Определите степень окисления атомов металлических элементов в приведённых формулах. Какая закономерность прослеживается между их степенью окисления в оксиде и основании?

Кислотные оксиды — это оксиды, взаимодействующие со щелочами, с образованием соли и воды.

К ним относятся все солеобразующие оксиды неметаллических элементов и оксиды некоторых металлических элементов с высокими степенями окисления (+5, +6, +7).

Гидратами оксидов (гидратными формами), которые соответствуют кислотным оксидам,

являются **кислоты**. Например:

$\text{SiO}_2 - \text{H}_2\text{SiO}_3$, $\text{P}_2\text{O}_5 - \text{H}_3\text{PO}_4$, $\text{Mn}_2\text{O}_7 - \text{HMnO}_4$

Что касается кислотных оксидов и соответствующих им гидратов оксидов (оксигеносодержащих кислот), то для них также характерна закономерность, обнаруженная у оснований: атомы кислотообразующих элементов в кислотном оксиде и соответствующей ему кислоте имеют одинаковую степень окисления.

▶ Запишите формулы сульфур(IV) оксида и сульфур(VI) оксида и соответствующих им гидратов оксидов.

Амфотерные оксиды — это те, что образуют соль и воду как с кислотой, так и со щелочью.

К ним принадлежит небольшое количество оксидов металлических элементов: BeO , Al_2O_3 , ZnO , PbO , Cr_2O_3 и некоторые другие.

Гидратами оксидов (гидратными формами), которые соответствуют амфотерным оксидам,

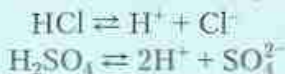
являются **амфотерные гидроксиды**. Например:

$\text{BeO} - \text{Be(OH)}_2$, $\text{Al}_2\text{O}_3 - \text{Al(OH)}_3$

Кислоты. Кислоты принадлежат к сложным веществам, общую формулу которых передаёт объёмное изображение:



Кислоты — это электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на катионы Гидрогена и анионы кислотного остатка. Например:



В растворах кислот имеются катионы Гидрогена, которые обуславливают общие свойства кислот. Так, кислоты взаимодействуют с: **1) индикаторами;** **2) металлами** (расположенными в ряду активности до водорода); **3) основными и амфотерными оксидами;** **4) основаниями и амфотерными гидроксидами;** **5) солями других кислот**, если один из продуктов реакции выпадает в осадок или выделяется в газообразном состоянии.

▶ Приведите примеры уравнений реакций, иллюстрирующие перечисленные свойства кислот.

Катионы Гидрогена обуславливают общие, а кислотные остатки — специфические свойства кислот.

Основания. Основания являются сложными веществами, общую формулу которых передаёт объёмное изображение:



Основания — это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов металлического элемента и гидроксид-анионов. Например:



Как вам известно, среди оснований сильными электролитами являются щёлочи. Наличие гидроксид-ионов обуславливает общие свойства щёлочей: **1) действие на индикаторы;** **2) взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами;** **3) взаимодействие с кислотами** (реакция нейтрализации); **4) взаимодействие с амфотерными гидроксидами;** **5) взаимодействие с солями**, если

один из продуктов реакции выпадает в осадок или выделится в газообразном состоянии.

▶ Приведите примеры уравнений реакций, иллюстрирующие перечисленные общие свойства щелочей.

Для *нерастворимых оснований* характерным является взаимодействие: **1) с кислотными и амфотерными оксидами** (при сплавлении в твёрдом состоянии); **2) с кислотами**; **3) разложение при нагревании**.

▶ Приведите примеры уравнений реакций, иллюстрирующие перечисленные общие свойства нерастворимых оснований.

Соли. Соли — это сложные вещества, общую формулу которых передаёт объёмное изображение:



Соли — это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов металлического элемента и анионов кислотного остатка. Например:



Как видим, в состав солей, как и в состав оснований, входят катионы металлических элементов, а другая составляющая часть солей — анионы кислотных остатков — свойственна также молекулам соответствующих кислот. Такое сочетание ионов создаёт разнообразие химических свойств солей. Соли взаимодействуют с: **1) металлами, более активными, чем металл, ионы которого входят в состав соли** (в растворе); **2) щелочами** (в растворе при условии образования осадка); **3) другой солью** (в растворе при условии образования осадка); **4) кислотами, являющимися более сильными электролитами, чем кислота, с солью которой проводят реакцию** (при условии образования осадка или выделения газа); **5) разложение солей некоторых кислот** (например, карбонатов, нитратов) *при нагревании*.

▶ Приведите примеры уравнений реакций, иллюстрирующие перечисленные общие свойства солей.

Номенклатура неорганических соединений. Кроме правильной записи химических формул и уравнений химических реакций, не менее важно правильно называть вещества. Вы уже ознакомились с современной украинской химической номенклатурой, повторить

которую поможет таблица 1. При повторении нужно помнить, что для оксидов, оснований и солей существует общее правило номенклатуры:

Все названия состоят из двух слов.
 Название элемента, из атомов которого образовалась первая составляющая вещества, пишут с маленькой буквы в именительном падеже, а в случае проявления им переменной валентности её без промежутка указывают после названия элемента в круглых скобках римской цифрой.

Таблица 1
Номенклатура неорганических соединений разных классов

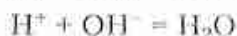
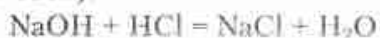
Класс	Составляющие названия	Примеры
Оксиды	название химического элемента в именительном падеже + оксид	CaO – кальций оксид NO ₂ – nitrogen(IV) оксид
Основания	название металлического элемента + гидроксид	Ca(OH) ₂ – кальций гидроксид Cu(OH) ₂ – купрум(II) гидроксид
Кислоты	название аниона с добавлением окончания -ная + кислота	HCl – хлоридная кислота HNO ₃ – нитратная кислота
Соли	название металлического элемента + название кислотного остатка	CaCl ₂ – кальций хлорид Cu(NO ₃) ₂ – купрум(II) нитрат

Особенности протекания химических реакций неорганических веществ в растворах. Значительная часть химических реакций между неорганическими веществами происходит в растворе.

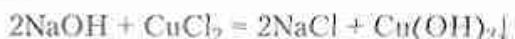
К какому бы классу не принадлежало неорганическое соединение, в водном растворе его химические свойства определяют ионы, на которые оно диссоциирует.

Рассмотрим этот вывод на конкретных примерах и повторим, как пишут полные и сокращённые ионные уравнения реакций.

Пример 1. Реакция нейтрализации (взаимодействие основания с кислотой):



Пример 2. Реакции ионного обмена основания, кислоты и соли с солью:



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Укажите, к какому классу соединений принадлежат вещества, формулы которых:



Классифицируйте вещества в пределах класса, назовите соединения.

2. Формулы веществ какого класса преобладают в приведенном перечне:



Назовите вещества согласно современной научной номенклатуре.

3. Напишите уравнения реакций согласно схеме превращений:
алюминий \rightarrow алюминий оксид \rightarrow алюминий нитрат \rightarrow алюминий гидроксид \rightarrow алюминий оксид.

4. Есть вещества: литий оксид, нитратная кислота, купрум(II) гидроксид, феррум(II) оксид, кальций гидроксид, сульфатная кислота, барий хлорид, цинк сульфат, карбон(IV) оксид. Какие из этих веществ будут взаимодействовать с хлоридной кислотой, а какие – с натрий гидроксидом?

Ответ подтвердите уравнениями реакций. Для окислительно-восстановительных реакций напишите электронный баланс, для реакций ионного обмена – молекулярные, а также полные и сокращённые ионные уравнения реакций.

5*. Напишите как можно больше уравнений реакций, продуктом которых является магний хлорид.

6*. Составьте схему «Основные классы неорганических соединений», учитывая деление основных классов на отдельные группы.



§ 2. Периодический закон и строение атома. Виды химической связи

Периодический закон в формулировании Д. И. Менделеева. Периодический закон, открытый в 1869 г. Дмитрием Ивановичем Менделеевым, стал одним из основных среди общих законов природы. В отличие от своих предшественников российский учёный, трудовая деятельность которого началась в Украине, классифицировал химические элементы на основе характеристики, присущей всем без исключения химическим элементам и неизменной во время химических превращений. Такой характеристикой стал атомный вес (так во времена Д. И. Менделеева называли атомные массы) химических элементов. Это позволило учёному сформулировать периодический закон:

Свойства простых веществ, а также свойства соединений химических элементов находятся в периодической зависимости от величины атомного веса.

По сравнению с другими общими законами природы особенностью периодического закона является отсутствие количественного выражения, то есть формулы или уравнения, которая его отображает. Вместе с тем этот закон единственный среди других законов имеет графическое выражение в виде *периодической системы химических элементов*.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — это упорядоченное множество химических элементов и их классификация. В коротком варианте этой системы чётко прослеживается расположение химических элементов в восьми вертикальных столбцах — *группах*, каждый из которых имеет свой номер и разделяется на *главную* и *побочную* подгруппы, и в семи горизонтальных рядах — *периодах*, из которых первые три получили название *малые*, а остальные — *большие*.

Группа — это вертикальный столбец химических элементов, сходных по свойствам образованных ими соединений.

▶ Назовите элементы V группы главной и побочной подгруппы. В чём проявляется сходство свойств соединений элементов этой группы?

Период — это горизонтальный ряд химических элементов, размещённых в порядке возрастания их атомных масс, который начинается щелочным металлическим элементом, а заканчивается инертным элементом.

▶ Сравните первый, третий и четвёртый периоды периодической системы и сделайте вывод, почему, несмотря на разное количество элементов в первом и третьем периодах, их относят к малым периодам, а четвёртый — к большим.

Какой период не начинается щелочным металлическим элементом, а какой не заканчивается инертным элементом?

Подтверждением периодического изменения свойств химических элементов, форм и свойств их соединений является то, что каждая группа имеет элементы с подобными свойствами и одинаковой формой оксидов, гидратов оксидов, летучих водородных соединений. Поэтому не случайно в нижней части системы для каждой группы часто отмечают общие формулы *высших оксидов и летучих водородных соединений неметаллических элементов*.

Место каждого химического элемента в периодической системе чётко определено (исключением является Гидроген, его располагают и в первой, и в седьмой группах), за каждым элементом закреплён его *порядковый номер*.

Атомы состоят из ядра и электронной оболочки. В ядре содержатся протоны и нейтроны.

▶ Пользуясь периодической системой, укажите, сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в атомах химических элементов с порядковыми номерами 30 и 31.

Открытие физиками в начале XX в. сложного строения атома подтвердило гениальность Д. И. Менделеева как творца периодического закона. Оказалось, что все без исключения химические элементы расположены в периодической системе по возрастанию заряда ядер их атомов, а периодическое изменение свойств элементов и их соединений связано с особенностями строения атомов химических элементов в пределах одной группы и одного периода. Это дало основания для *современной формулировки* периодического закона:

Свойства химических элементов, а также образованных ими соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

Выяснение физической сути периодического закона значительно расширило *информационную функцию* периодической системы. Известно, что:

- порядковый номер химического элемента указывает на величину заряда ядра атома, количество протонов в ядре и на количество электронов в электронной оболочке атома;
- количество нейтронов в ядре атома равно разнице между относительной атомной массой химического элемента и его порядковым номером;
- номер периода совпадает с количеством энергетических уровней (электронных слоёв) в электронной оболочке атома;
- химические элементы одной подгруппы имеют одинаковую электронную формулу внешнего энергетического уровня (электронного слоя);
- у элементов главных подгрупп количество электронов на внешнем энергетическом уровне совпадает с номером группы;
- высшая валентность атомов химического элемента в оксидах равна номеру группы (существуют исключения);
- количество неспаренных электронов в атомах неметаллических элементов V–VII групп можно определить действием вычитания: 8 – номер группы.

Электронные формулы атомов. В атоме не существует даже двух одинаковых электронов. Это является основанием для написания электронных формул атомов, в которых отображены отличия между *формой атомных орбиталей* (геометрических образов объёма околоядерного пространства, в котором вероятность пребывания электрона составляет 90–95 %), указано количество электронов на подуровнях и уровнях.

Электронная формула атома – это запись распределения электронов в атоме, где числами обозначают энергетические уровни (1, 2, ...), буквами – подуровни (*s, p, d, f*) и верхними индексами – количество электронов на подуровнях. Например: ${}_{14}\text{Si} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Графические электронные формулы дополняют информацию о строении электронной оболочки атома сведениями о количестве энергетических ячеек (каждую ячейку обозначают квадратиком) и заполнении их электронами. Два спаренных электрона одной ячейки обозначают двумя противоположно направленными стрелками $\uparrow\downarrow$, неспаренный электрон – одной \uparrow .

Графическая электронная формула – это отображение распределения электронов в электронной оболочке атома с помощью энергетических ячеек и стрелок.

Пример графической электронной формулы, где энергетические ячейки изображены объёмно, представлен на рисунке 1.



Рис. 1. Объёмное изображение графической электронной формулы атома Силиция

Запишите электронную и графическую электронную формулы атомов химических элементов с порядковыми номерами 2 и 13. В каком из атомов отсутствуют неспаренные электроны?

Виды химической связи. Основой теории химической связи является положение о том, что образование химических связей сопровождается достижением атомами завершённого строения внешнего энергетического уровня.

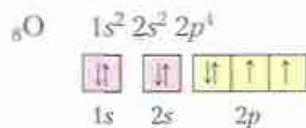
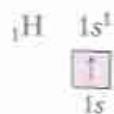
Внешний энергетический уровень считается *завершённым*, если он содержит 8 электронов (для водорода и Гелия – 2). При образовании химических связей ядра атомов не изменяются, изменения происходят лишь в электронных оболочках.

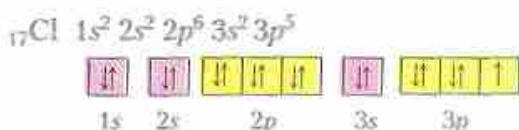
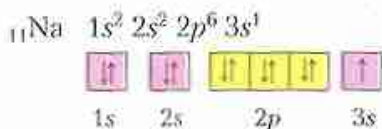
Химической связью называют взаимодействие между атомами, которое обуславливает образование молекул и кристаллов.

Вы уже изучали *ковалентную, ионную и водородную связи*.

Повторим образование ковалентной и ионной связей на примере соединений химических элементов с порядковыми номерами 4, 8, 11, 17.

Сначала запишем электронные и графические электронные формулы атомов указанных элементов.





Вы уже знаете о существовании двухатомных молекул простых веществ водорода H_2 и кислорода O_2 , молекул воды H_2O и вещества немолекулярного строения натрия хлорида NaCl . Вспомним, каким способом атомы Гидрогена, Оксигена, Хлора и Натрия достигали *завершённого строения* внешнего энергетического уровня в каждом из этих веществ.

Имеющийся у атома Гидрогена 1 электрон составляет половину от количества завершённого для него (двухэлектронного) внешнего энергетического уровня. У атома Оксигена на внешнем энергетическом уровне 6 электронов, то есть он близок к завершённому для него восьмиэлектронному составу. Имея половину и более половины электронов, чем их есть на завершённом энергетическом уровне, атомам этих элементов энергетически выгоднее не отдавать электроны, а присоединять или образовывать общие электронные пары. Например, в молекуле водорода два атома Гидрогена достигают завершённости внешнего энергетического уровня путём образования одной общей электронной пары, в молекуле кислорода — двух (рис. 2).

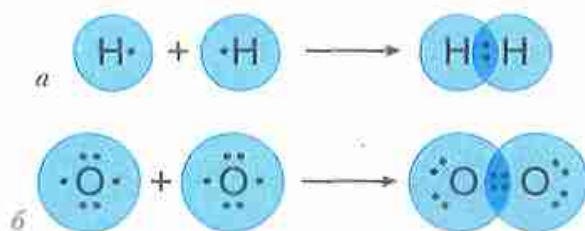


Рис. 2. Схемы образования химической связи между атомами одного химического элемента: Гидрогена (а); Оксигена (б)

У обеих молекул общие электронные пары равноудалены от ядер атомов, между которыми образовалась химическая связь.

В молекуле воды атомы также соединены общими электронными парами (рис. 3), смещёнными ближе к атому Оксигена.



Рис. 3. Схема образования химической связи в молекуле воды

Смещение электронных пар произошло потому, что Оксиген по сравнению с Гидрогеном имеет большую электроотрицательность — условную величину, которая характеризует способность атома в соединении притягивать к себе электроны.

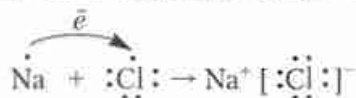
Неметаллические элементы характеризуются большей по сравнению с металлическими элементами электроотрицательностью, поэтому между атомами неметаллических элементов химическая связь образуется за счёт общих электронных пар, а не путём отдачи или присоединения электронов.

Химическую связь с помощью общих электронных пар называют **ковалентной**. Если общие электронные пары равноудалены от ядер обоих атомов, она — **неполярная**, а если смещены в сторону более электроотрицательного атома — **полярная**.

Напишите электронную формулу атома Неона. Выскажите предположение о химической активности атомов этого химического элемента.

Объясните, какой вид ковалентной связи образуется между атомами: а) Гидрогена и Брома в гидробромиде HBr ; б) между атомами Брома в молекуле брома Br_2 .

Натрий хлорид, в отличие от водорода, кислорода и воды, является веществом немолекулярного строения. Поэтому образование химической связи происходит по-другому. Атом Натрия отдаёт единственный электрон внешнего энергетического уровня и превращается в катион, в котором внешний энергетический уровень завершён (им становится предпоследний энергетический уровень атома Натрия). Поэтому Хлору энергетически выгодно присоединить этот электрон на внешний энергетический уровень и завершить его. При этом нейтральные атомы Натрия и Хлора превращаются в заряженные частицы — ионы:



Связь, образующаяся в веществах путём притягивания разноимённо заряженных ионов, называется **ионной связью**.

Электронейтральные атомы всех металлических элементов способны к отдаче, а не к присоединению электронов.

Сделайте вывод о возможности существования анионов у Гидрогена и металлических элементов.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

В 9 классе вы ознакомились с водородной связью, которая дополнительно возникает между молекулами (в некоторых случаях между отдельными частями одной молекулы) за счёт электростатического притягивания атомов Гидрогена одной молекулы к атомам Оксигена другой. Например, она существует между молекулами воды, молекулами спирта и обеспечивает в обычных условиях жидкое агрегатное состояние этих веществ. У соединений с самым сложным строением молекул – белков – водородная связь может образовываться между отдельными частями одной и той же молекулы.

Вспомните изученную в прошлом учебном году вторичную структуру белков, имеющую вид спирали, форма которой поддерживается водородными связями.

Однако водородная связь значительно слабее ковалентной и легко разрушается обычным нагреванием. Как вам известно, вода при температуре $+100\text{ }^{\circ}\text{C}$ и атмосферном давлении переходит в парообразное (газообразное) состояние.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Классифицируйте химические элементы с порядковыми номерами в периодической системе 5, 8, 13, 18, 25, 35 по таким признакам: а) элементы одного периода; б) элементы одной группы; в) элементы одной подгруппы.

2. Напишите электронную и графическую электронную формулы атомов химических элементов Нитрогена и Фосфора. Что общего в строении электронных оболочек атомов этих элементов?

3. Напишите электронную и графическую электронную формулы атомов химических элементов Магния и Сульфура. Что общего в строении электронных оболочек их атомов?

4. Объясните образование химических связей на примере веществ: фтора F_2 , водород фторида HF , литий фторида LiF .

He

ТЕМА 1

He

H₂

He

H₂

НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

H₂

O₃

H₂

He

Ar

O₃

N₂

CO₂

N₂

O₂

NO₂

H₂O

CO₂

O₂

SO₂

H₂O

CO₂

C

SiO₂



§ 3. Неметаллические элементы, расположение в периодической системе, общая характеристика

Воспользовавшись фрагментом периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (рис. 4), ознакомьтесь с названиями и символами неметаллических элементов, которые изображены на розовом и жёлтом фонах.

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																			
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		IX										
1	1	(H)										2	He 4,0026 Гелий	Семейство благородных газов							
2	2	Li 6,941 Литий	Be 9,01218 Бериллий	B 10,81 Бор	C 12,011 Углерод	N 14,0067 Азот	O 15,9994 Кислород	F 18,9984 Фтор	Ne 20,1797 Неон	Na 22,98977 Натрий	Mg 24,304 Магний	Al 26,98154 Алюминий	Si 28,0855 Кремний	P 30,97376 Фосфор	S 32,06 Сера	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон	Кремний	Жёлтый фон		
3	3	K 39,0983 Калий	Ca 40,078 Кальций	Sc 44,95591 Скандий	Ti 47,88 Титан	V 50,9415 Ванадий	Cr 51,9961 Хром	Mn 54,938044 Марганец	Fe 55,845 Железо	Co 58,933194 Кобальт	Ni 58,6934 Никель	Cu 63,546 Медь	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,723 Галлий	Ge 72,6305 Германий	As 74,9216 Арсен	Se 78,96 Селен	Br 79,904 Бром	Kr 83,80 Криpton	Розовый фон	
4	4	Rb 85,4678 Рубидий	Sr 87,62 Стронций	Y 88,90584 Иттрий	Zr 91,224 Цирконий	Nb 92,90638 Нобий	Mo 95,94 Молибден	Tc 98,9062 Технеций	Ru 101,07 Рутений	Rh 101,07 Родий	Pd 106,36 Палладий	Ag 107,8682 Серебро	Cd 112,411 Кадмий	In 114,818 Индий	Sn 118,710 Олово	Sb 121,757 Сурьма	Te 127,60 Теллур	I 126,90549 Йод	Xe 131,29 Ксенон	Розовый фон	
5	5	Cs 132,90545196 Цезий	Ba 137,327 Барий	La 138,90487 Лантан	Hf 178,49 Гафний	Ta 180,94788 Тантал	W 183,84 Вольфрам	Re 186,207 Рений	Os 190,23 Осмиум	Ir 192,222 Иридий	Pt 195,084 Платина	Au 196,966569 Золото	Hg 200,59 Ртуть	Tl 204,3833 Таллий	Pb 207,2 Свинец	Bi 208,980386 Висмут	Po 209 Полоний	At 210 Астат	Rn 222 Радон	Розовый фон	
6	6	Fr 223,01848175 Франций	Ra 226,0254 Радий	Ac 227,03372 Актиний	Rf 261 Рифмий	Rh 260,1045 Рендий	Hf 260,1045 Гафний	Ta 260,1045 Тантал	W 260,1045 Вольфрам	Re 260,1045 Рений	Os 260,1045 Осмиум	Ir 260,1045 Иридий	Pt 260,1045 Платина	Au 260,1045 Золото	Hg 260,1045 Ртуть	Tl 260,1045 Таллий	Pb 260,1045 Свинец	Bi 260,1045 Висмут	Po 260,1045 Полоний	Розовый фон	
7	7	U 238,02891 Уран	Th 232,037592 Торий	Pa 231,036888 Протактиний	U 238,02891 Уран	Np 237,048173 Нептуний	Pu 244,064224 Плутоний	Am 243,061361 Америций	Cm 247,071251 Кюрий	Bk 247,071251 Берклий	Cf 251,079589 Калифорний	Es 252,083306 Эйнштейний	Fm 257,095088 Фермиум	Md 258,103892 Мейтнерий	Lr 260,1045 Лоренций	Uu 289 Унунвентий	Uub 289 Унунбий	Uuc 289 Унунций	Uud 289 Унундий	Uue 289 Унуневий	Розовый фон
Высшие окислы		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO	
Легкие высшие окислы		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO	
Легкие высшие окислы		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO	
Легкие высшие окислы		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO		LO	

Рис. 4. Расположение неметаллических элементов в периодической системе химических элементов

Пользуясь рисунком 4, установите:

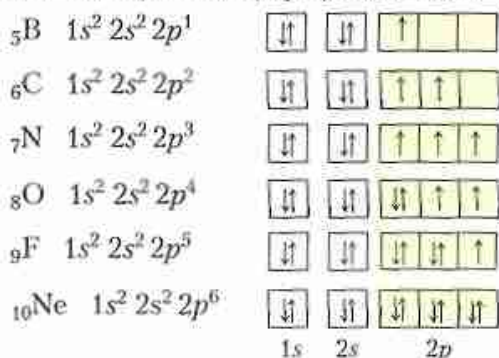
1. Свойственно ли неметаллическим элементам расположение в начале периодов? Какое исключение существует?
2. Свойственно ли неметаллическим элементам расположение в конце периодов? Какое исключение существует?
3. В каких подгруппах — главных или побочных — расположены неметаллические элементы?
4. Есть ли среди неметаллических элементов хотя бы один, расположенный в побочной подгруппе?

После проведённой поисковой деятельности сформулируйте общий вывод о месте неметаллических элементов в группах, подгруппах, периодах и рядах.

Особенности строения атомов неметаллических химических элементов. Вы уже повторили строение атома, выполнили задания 2 и 3 из § 2, поэтому на конкретных примерах выясним, что общего и чем различается строение электронных оболочек атомов неметаллических элементов одного периода и одной подгруппы.

Пример 1. Неметаллические элементы одного периода.

Неметаллические элементы Бор, Карбон, Нитроген, Оксиген, Флуор и Неон принадлежат ко второму периоду периодической системы химических элементов и имеют такие электронные и графические электронные формулы атомов:



В этих формулах чётко прослеживается одинаковое строение первого энергетического уровня атомов неметаллических химических элементов второго периода и постепенное увеличение числа электронов на втором (внешнем) энергетическом уровне, пока последний атом элемента Неона не достигнет завершённости внешнего энергетического уровня. Начиная с Нитрогена, в атомах этих химических элементов наблюдается постепенное уменьшение количества неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне. Например, атом Нитрогена способен образовать три общие электронные пары с другими атомами, Оксигена — две, Флуора — одну. В атоме Неона неспаренные электроны отсутствуют, и он не образует химических связей с другими атомами.

Рассмотренный пример показывает, что атомы неметаллических элементов второго периода имеют по два энергетических уровня, но отличаются количеством электронов на внешнем энергетическом уровне.

Особенностью атомов неметаллических химических элементов является то, что количество электронов на внешнем энергетическом уровне совпадает с номером группы. Поэтому без записи электронной формулы атома, например атома неметаллического элемента VII группы Астата, можно с уверенностью сказать, что из 85 электронов его электронной оболочки 7 находятся на внешнем энергетическом уровне.

ИЗУЧИВ ЭТУ ТЕМУ, ВЫ ОБОГАТИТЕ СВОЮ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНУЮ ПОДГОТОВКУ ПО ХИМИИ ЗНАНИЯМИ О:

Неметаллических химических элементах и их расположении в периодической системе.
Особенностях строения атомов неметаллических элементов одного периода и одной подгруппы.
Физических и химических свойствах простых веществ неметаллов.
Обусловленности свойств неметаллов и соединений неметаллических элементов строением атомов.
Аллотропии и аллотропных видоизменениях.
Адсорбции и адсорбентах.
Распространении неметаллических элементов в природе, применении их соединений.
Важнейших оксидах, гидратах оксидов и солях Карбона, Нитрогена, Сульфура, Фосфора.
Летучих водородных соединениях неметаллических элементов.
Минеральных удобрениях.
Строительных материалах.
Качественных реакциях.
Кислотном дожде.
Парниковом эффекте.
Влиянии нитратов и угарного газа на организм человека и животных.

РАЗВИТИЮ ВАШИХ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ УМЕНИЙ БУДУТ СПОСОБСТВОВАТЬ:

Составление вами формул соединений неметаллических элементов, уравнений реакций, характеризующих основные химические свойства неметаллов и соединений неметаллических элементов.
Обоснование вами применения соединений неметаллических элементов их свойствами, значения соединений неметаллических элементов в хозяйственном комплексе.
Решение экспериментальных и расчётных задач.
Наблюдение за демонстрационными опытами учителя.

В ПРОЦЕССЕ ИЗУЧЕНИЯ ТЕМЫ БУДУТ СОВЕРШЕНСТВОВАТЬСЯ ВАШИ ПРЕДМЕТНЫЕ УМЕНИЯ:

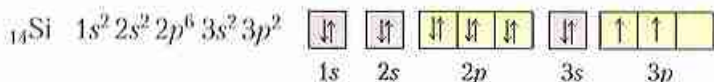
Называть вещества в соответствии с современной украинской химической номенклатурой.
Характеризовать химические элементы по положению в периодической системе и строению атома.
Планировать и выполнять экспериментальные исследования.
Осуществлять расчёты, используя химические формулы и уравнения химических реакций.
Решать экспериментальные задачи на определение и распознавание веществ.
Высказывать суждения о биологической роли неметаллических элементов и их соединений.

Напишите электронные и графические электронные формулы атомов неметаллических элементов третьего периода и сделайте вывод, что общего и чем различается строение их электронных оболочек.

Из изученного в 9 классе вспомните, почему в большинстве соединений Карбон четырёхвалентный, а не двухвалентный.

Пример 2. Неметаллические элементы одной подгруппы.

Карбон и Силиций расположены в четвёртой группе главной подгруппе периодической системы химических элементов, то есть являются элементами одной группы и подгруппы. Напишем электронную и графическую электронную формулы атома Силиция:



Воспользуемся электронной и графической электронной формулами атома Карбона из примера 1 и сравним электронные формулы атомов этих химических элементов. Результаты сравнения указывают на то, что электронные оболочки их атомов отличаются количеством энергетических уровней, однако на внешнем энергетическом уровне у них одинаковое количество электронов и оно численно равно номеру группы.

Электронные формулы атомов Карбона и Силиция подтверждают, что атомы неметаллических элементов четвертой группы главной подгруппы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня и что количество электронов на нём равно половине электронов внешнего завершённого восьмиэлектронного энергетического уровня.

Напишите электронные и графические электронные формулы атомов неметаллических элементов V группы главной подгруппы Нитрогена и Фосфора. Сделайте вывод, что общего и чем различается строение их электронных оболочек.

Сформулируйте вывод об общем и различном в строении электронных оболочек атомов неметаллических элементов одной подгруппы.

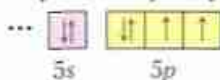
Рассмотрите строение электронной оболочки атома Гидрогена и докажите, что обнаруженная вами зависимость выполняется для этого химического элемента.

Знание строения атомов и места в периодической системе неметаллических элементов позволяет составлять их общую характеристику с указанием группы, подгруппы, периода, ряда, строения атома, формул летучих водородных соединений, оксидов с наивысшей степенью окисления.

Пример 3. Характеристика неметаллического химического элемента по строению атома и положению в периодической системе.

Химический элемент с протонным числом 52 — Теллур Те — расположен в периодической системе химических элементов в пятом периоде, седьмом ряду, VI группе, главной подгруппе.

Относительная атомная масса 128. Ядро атома имеет заряд +52 и состоит из 52 протонов и 76 нейтронов ($128 - 52 = 76$). Электронная оболочка атома насчитывает 52 электрона, которые расположены на пяти энергетических уровнях. На внешнем энергетическом уровне расположены 6 электронов, поэтому максимальная валентность Теллура 6, максимальная степень окисления +6. Формула высшего оксида — TeO_3 . Поскольку Теллур — аналог (так называют элементы одной подгруппы) Оксигена и Сульфура, то это даёт возможность записать электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня как $\dots 5s^2 5p^4$ и составить его графическую электронную формулу:



Согласно графической электронной формуле внешнего энергетического уровня, для его завершения не хватает 2 электронов, поэтому с Водородом Теллур образует соединение H_2Te .



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Знание физического смысла протонного и нуклонного чисел, номера периода и группы, в которых расположен неметаллический элемент, строения электронной оболочки атома даёт возможность выполнять разнообразные задания и упражнения. Рассмотрим примеры.

Задача 1. Атом химического элемента имеет на 7 электронов больше, чем ион Натрия. Назовите элемент, составьте электронные формулы его атома и иона.

Решение

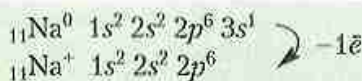
1. Запишем электронную формулу атома Натрия:

$${}_{11}\text{Na} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

Поскольку его внешний энергетический уровень содержит лишь 1 электрон, то это металлический элемент, который в химических реакциях отдаёт его и превращается в катион Натрия:



Рассмотрим, какие изменения произошли в строении электронной оболочки атома Натрия:



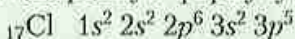
Как видим, количество электронов в ионе Натрия равно 10.

2. Вычислим, сколько электронов имеет искомый неметаллический химический элемент:

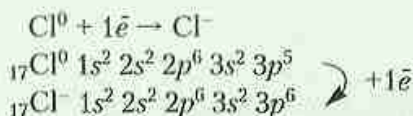
$$10\bar{e} + 7\bar{e} = 17\bar{e}$$

Такое количество электронов входит в состав электронной оболочки атома Хлора.

3. Запишем электронную формулу атома Хлора:



4. Запишем электронную формулу иона Хлора. Поскольку на внешнем энергетическом уровне Хлор имеет $7\bar{e}$, то после присоединения электрона внешний энергетический уровень образованного иона приобретёт завершенную 8-электронную конфигурацию и отрицательный заряд.



Задача 2. Нахождение неметаллического элемента по его положению в периодической системе.

Назовите неметаллический элемент, если известно, что он находится в 4-м периоде периодической системы, образует летучее соединение с Гидрогеном, а его высший оксид соответствует общей формуле E_2O_5 .

Решение

Высшие оксиды с общей формулой E_2O_5 образуют элементы V группы. В четвертом периоде расположены два элемента этой группы — Ванадий и Арсен. Ванадий — элемент побочной подгруппы, а побочные подгруппы образованы лишь из металлических элементов, у которых летучие соединения с Гидрогеном отсутствуют. Следовательно, искомый химический элемент — Арсен.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Согласно государственным требованиям к усвоению знаний, выпускники основной школы должны знать символы и названия не менее

20 химических элементов. Попробуйте по памяти воспроизвести как можно больше символов и названий неметаллических элементов.

2. Объясните различие и схожесть строения атомов неметаллических элементов одной подгруппы: а) Оксигена и Сульфура; Нитрогена и Фосфора; в) Карбона и Кремния.

3. Объясните различие и подобность строения атомов неметаллических элементов одного периода: а) Гидрогена и Гелия; б) Карбона и Флуора; в) Сульфура и Хлора.

4. О каком неметаллическом элементе идёт речь; расположен в третьем периоде, на внешнем энергетическом уровне имеет 5 электронов?

5. Укажите химические элементы, имеющие одинаковое строение внешнего энергетического уровня: В, N, Ne, P, Ar.

6*. Общая формула кислоты H_2EO_4 . Электронная оболочка атома кислотообразующего элемента имеет три энергетических уровня. Назовите химический элемент и составьте формулу оксида, соответствующего этой кислоте.



§ 4. Простые вещества неметаллы. Явление аллотропии

Названия и формулы неметаллов. Простые вещества, образованные атомами неметаллических элементов, имеют общее название — **неметаллы**. В соответствии с современной украинской химической номенклатурой, названия неметаллов пишут с маленькой буквы. Они не всегда совпадают с названиями соответствующих им неметаллических элементов. Молекулы неметаллов могут состоять из разного количества атомов. Узнайте об этом больше из таблицы 2.

Таблица 2

Названия неметаллических элементов и неметаллов в соответствии с современной украинской химической номенклатурой

Химический элемент		Простое вещество		Химический элемент		Простое вещество	
Название	Символ	Название	Формула	Название	Символ	Название	Формула
Гидроген	H	водород	H_2	Бром	Br	бром	Br_2
Нитроген	N	азот	N_2	Иод	I	иод	I_2
Оксиген	O	кислород озон	O_2 O_3	Карбон	C	углерод (графит, алмаз, карбин)	C
Флуор	F	фтор	F_2	Кремний	Si	кремний	Si
Хлор	Cl	хлор	Cl_2	Сульфур	S	сера	S

Аллотропия. Вы, наверное, обратили внимание, что для Оксигена в таблице 2 дано не одно, а два простых вещества, а для Карбона – три. Такое явление получило название **аллотропия**, а вещества – **аллотропные видоизменения**.

Аллотропия – существование одного и того же химического элемента в виде нескольких простых веществ, отличающихся между собой строением и свойствами. **Аллотропные видоизменения** – это простые вещества, образованные одним химическим элементом.

Аллотропные видоизменения Оксигена. *Кислород* и *озон* известны вам из уроков природоведения и химии в основной школе. Сравним состав и свойства этих простых веществ (таблица 3).

Таблица 3

Состав и свойства кислорода и озона

№	Признаки сравнения	Простые вещества	
		Кислород	Озон
1	Формула	O ₂	O ₃
2	Строение	молекулярное	молекулярное
3	Относительная молекулярная масса	32	48
4	Агрегатное состояние	газообразное	газообразное
5	Относительная плотность по воздуху	1,1	1,67
6	Запах	без запаха	запах свежести
7	Цвет в обычных условиях	бесцветный	голубой
8	Растворимость в воде	растворяется плохо	растворяется в 10 раз лучше кислорода
9	Химическая активность	высокая	очень высокая

Более высокая, чем у кислорода, химическая активность озона проявляется в том, что некоторые вещества (например, фосфор, этанол) в озоне самовоспламеняются, каучук из эластичного становится хрупким, цветные красители обесцвечиваются. Причиной этого является то, что молекулы озона неустойчивы и легко разлагаются:



Однако сначала из одной молекулы озона образуется одна молекула кислорода и атомарный Оксиген. Он более энергично реагирует с веществами, чем кислород, что объясняет большую, по сравнению с ним, химическую активность озона.

Как видим, несмотря на то, что кислород и озон образованы атомами одного и того же химического элемента, — это разные простые вещества.

Наличие у Оксигена аллотропных видоизменений кислорода и озона обусловлено разным количеством атомов в молекуле.

Кислород — весьма распространённое в природе вещество. Достаточно вспомнить, что воздух на 1/5 состоит из кислорода. Это аллотропное видоизменение Оксигена играет важную роль в процессах дыхания, горения, обмена веществ и энергии, производстве металлов и т. п.

По сравнению с кислородом в природе гораздо меньше озона. Если мысленно сжать под атмосферным давлением и равномерно расположить вокруг Земли кислород, находящийся в атмосфере, и озон из озонового слоя нашей планеты, толщина кислородного слоя была бы равна почти 8 км, тогда как озонового — всего лишь 3 мм. Небольшое количество озона образуется из кислорода воздуха во время грозы в результате окисления веществ смолы хвойных деревьев. Поэтому воздух после грозы и в хвойном лесу имеет особый запах свежести.

Озоновый слой и его значение. Уникальный озоновый слой находится от поверхности Земли на высоте приблизительно 20–40 км. Происхождение этого слоя связано с тем, что в верхних слоях атмосферы под воздействием ультрафиолетового излучения Солнца кислород превращается в озон:



Эту реакцию несложно провести и в лабораторных условиях в приборе изображённом на рисунке 5.

Благодаря наличию озонового слоя поглощаются лучи, опасные для здоровья человека и всего живого, то есть аллотропное видоизменение Оксигена озон становится своеобразным фильтром, который задерживает ультрафиолетовое и электромагнитное излучение Солнца.

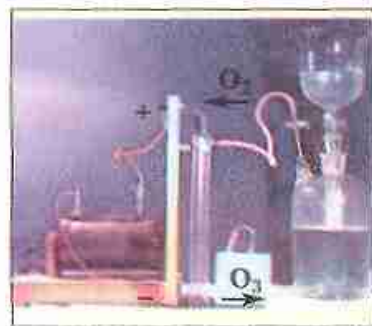


Рис. 5. Озонатор — прибор для получения озона

Озон — это природный надёжный защитник всего живого на нашей планете от пагубного воздействия солнечного излучения.

В настоящее время на толщину озонового слоя отрицательно влияет хозяйственная деятельность человека. Ввиду этого в науке существует гипотеза о разрушении озонового слоя, суть которой заключается в том, что из-за выбросов в атмосферу вредных веществ, в частности *фреона* — органического соединения, которое содержится в аэрозольных упаковках, охлаждающих системах холодильников и т. п., озоновый слой истончается, в нём образуются так называемые *озоновые дыры*. Как следствие — защитное действие слоя ухудшается.

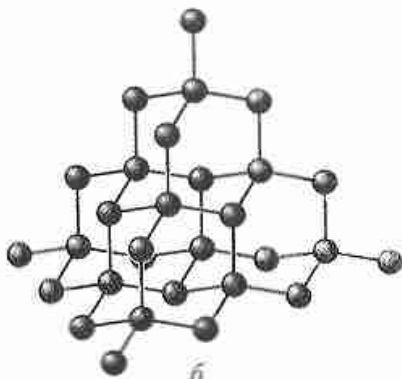
Впервые обнаружив озоновую дыру больших размеров над Антарктидой в 1985 г., учёные забили тревогу. В 1987 г. с целью сохранения озонового слоя посредством снятия с производства разрушающих его веществ, был принят Монреальский протокол, к которому присоединился и СССР. В 1991 г. Украина подтвердила свою правопреемственность этого решения.

Аллотропные видоизменения Карбона. Распространёнными природными аллотропными видоизменениями Карбона являются *алмаз* (рис. 6а) и *графит* (рис. 7а). Эти вещества различаются размещением атомов в узлах кристаллических решёток.

В алмазе относительно любого атома Карбона четыре соседних атома расположены в углах правильного тетраэдра (рис. 6б). Благодаря такому расположению атомов Карбона все связи равноценны, а расстояния между атомами — одинаковы. Такое строение кристаллической решётки обеспечивает высокую твёрдость алмаза, он является самым твёрдым природным веществом. Алмаз прозрачен,



а



б

Рис. 6. Алмаз (а) и модель его кристаллической решётки (б)

бесцветен, не проводит электрический ток, очень хорошо преломляет свет. Алмазы используют для резания стекла, бурения горных пород (алмазные резцы, сверла, шлифовальные круги), для резания и шлифования металлов. Специально обработанный алмаз называют бриллиантом — дорогим ювелирным украшением.

В кристаллической решётке графита атомы Карбона расположены отдельными слоями. В пределах одного слоя они объединены в шестиатомные кольца (рис. 7б).

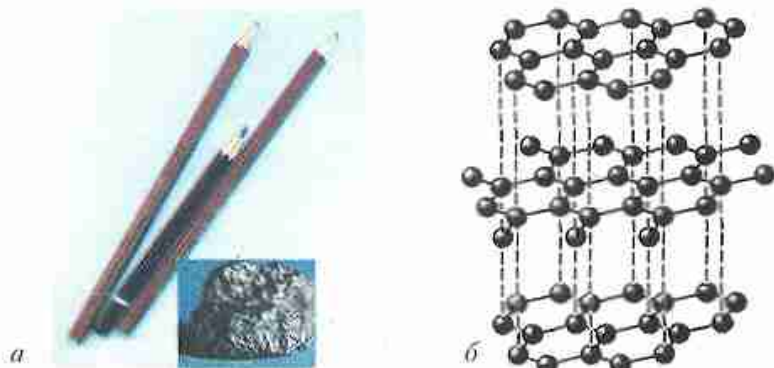


Рис. 7. Графит и изделия из него (а), модель кристаллической решётки графита (б)

Связи в пределах одного слоя атомов намного сильнее, чем с атомами соседнего слоя, к тому же расстояние между слоями почти в 2,5 раза больше по сравнению с расстояниями между атомами в пределах одного слоя. Благодаря такому строению кристаллической решётки графит легко расщепляется на чешуйки и при незначительном нажатии на карандаш с графитовым стержнем можно писать и рисовать.

Графит непрозрачен, серого цвета, с металлическим блеском, жирный на ощупь и достаточно мягкий. В отличие от алмаза он проводит электрический ток и тепло. Как мягкое вещество графитовый порошок используют для смазки подвижных частей машин и механизмов, чтобы уменьшить силу трения. Благодаря электропроводности его используют в химической промышленности как материал для электродов, а благодаря теплопроводности — в теплообменниках.

Следовательно, ввиду разного строения кристаллических решёток алмаз и графит проявляют разные физические свойства.

Наличие у Карбона аллотропных видоизменений графита и алмаза обусловлено разным расположением атомов в кристаллических решётках.

В природе свободный Карбон встречается чаще всего в виде графита и очень редко — в виде отдельных кристаллов алмаза. В настоящее время налажено промышленное производство синтетических алмазов. В г. Киеве функционирует Институт сверхтвёрдых материалов имени В. Н. Бакуля. В 1961 г. его учёными впервые в СССР был осуществлён синтез искусственных алмазов из графита. Приоритетными разработками института являются: получение монокристаллов синтетических алмазов больших размеров, шлифовальных порошков из синтетических алмазов, сверхтвёрдых материалов для изготовления сверхпрочных инструментов, которые используются при резании, бурении и т. п. Инструменты, изготовленные из искусственных алмазов, не уступают изготовленным из природных алмазов, однако они гораздо дешевле.

Так называемый *аморфный углерод* (сажа, древесный уголь) не принадлежит к самостоятельным аллотропным видоизменениям Карбона, а является очень мелкими разносориентированными кристаллами графита.

Ещё одно аллотропное видоизменение Карбона — *карбин* — сначала получили синтетическим способом, а затем обнаружили в природе в виде прожилок и вкраплений в графите. Атомы Карбона в карбине соединены в прямолнейные карбон-карбоновые цепи $-C=C=C-$ или $-C\equiv C-C=C-$, расположенные параллельно.

Карбин имеет полупроводниковые свойства, которые усиливаются под действием света. Это его свойство находит практическое применение в фотоэлементах.

Общие физические свойства неметаллов. При нормальных условиях неметаллы (водород H_2 , фтор F_2 , хлор Cl_2 , кислород O_2 , озон O_3 , азот N_2) и инертные газы (гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn) находятся в газообразном агрегатном состоянии, бром Br_2 — жидкость, а остальные неметаллы — твёрдые вещества.

Неметаллы отличаются цветом. В частности, водород, кислород, азот — бесцветные газы; фтор — бледно-жёлтый, а хлор — жёлто-зеленый ядовитые газы с резким специфическим запахом; бром — тёмно-красная жидкость, жёлто-бурые пары которой имеют резкий, раздражающий запах, а при попадании на кожу вызывают сильные ожоги. Фосфор



Институт сверхтвёрдых материалов имени В. Н. Бакуля НАН Украины

красный — твёрдое вещество красного цвета, фосфор белый — твёрдое вещество белого цвета. Сера — твёрдое вещество жёлтого цвета. Иод — твёрдое чёрно-фиолетовое вещество с металлическим блеском (рис. 8).

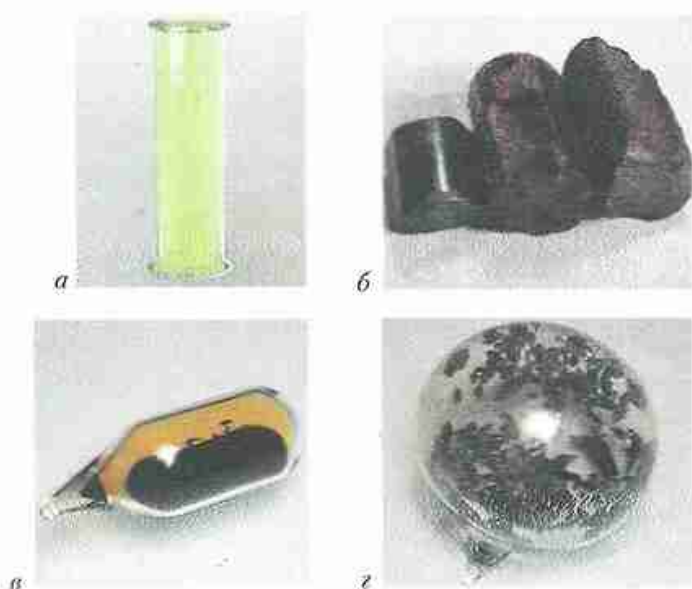


Рис. 8. Образцы неметаллов: а) хлор; б) фосфор; в) бром; г) иод

Поскольку неметаллы имеют разные агрегатные состояния, то и температуры их плавления и кипения находятся в широких пределах. Газообразные неметаллы (водород, кислород, азот) при нормальных условиях кипят при низких температурах (около $-200\text{ }^{\circ}\text{C}$). Твёрдое вещество иод при нагревании *сублимируется* — сразу переходит из твёрдого состояния в газообразное. Для того чтобы расплавить серу, достаточно температуры спиртовки или сухого горючего, тогда как одно из аллотропных видоизменений Карбона — алмаз — имеет температуру плавления свыше $+3000\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Большинство неметаллов не проводят электрический ток, то есть являются диэлектриками. Силиций — полупроводник, а графит — проводник электрического тока. Неметаллы плохо проводят тепло, хрупкие, растворимость в воде не является их характерным общим свойством. Однако многие из них хорошо растворяются в органических растворителях. Наилучшую растворимость в воде имеют галогены. Раствор брома в воде известен вам под названием *бромная вода*.

Среди газообразных неметаллов немало таких, что легче воздуха.

Вычислите плотность по воздуху гелия и хлора. Какой шарик — наполненный при одинаковых условиях гелием или хлором — будет подниматься стремительно вверх?

Водород и аргон смешали в равных объёмах и полученной смесью наполнили резиновый шарик. Будет ли такой шарик подниматься к потолку? Ответ подтвердите расчётами.

Для ознакомления с отдельными физическими свойствами некоторых неметаллов выполните *лабораторный опыт 1*.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 1. Ознакомление с образцами простых веществ неметаллов.

Задание 1. Ознакомьтесь с внешним видом, цветом, агрегатным состоянием, растворимостью в воде выданных вам образцов неметаллов.

Задание 2. Температуру плавления и кипения этих неметаллов выясните в справочной литературе.

Результаты выполнения заданий оформите в рабочих тетрадях в виде таблицы.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Кроме Оксигена и Карбона, аллотропные видоизменения имеют и другие неметаллические элементы, в частности Фосфор и Сульфур.

Аллотропные видоизменения Фосфора. Среди аллотропных видоизменений Фосфора наиболее распространены: белый фосфор (молекулярное строение кристаллической решётки), красный и чёрный фосфор (атомное строение кристаллической решётки). Все они — твёрдые вещества, цвет которых соответствует названию. Изменяя температуру, одно аллотропное видоизменение Фосфора можно за несколько часов превратить в другое.

Белый фосфор — мягкое, бесцветное, с чесночным запахом воскообразное вещество, светящееся в темноте, очень ядовитое, самовоспламеняющееся на воздухе при температуре $+50\text{ }^{\circ}\text{C}$. Из-за высокой химической активности его хранят под водой и по возможности в темноте.

Красный фосфор (рис. 8б) по сравнению с белым более стойкий к нагреванию, без запаха, менее реакционно способный и неядовитый. Его используют в производстве

спичек (входит в состав намазки спичечного коробка). При быстром проведении головкой спички по намазке фосфор окисляется имеющимся в ней веществом калий хлоратом $KClO_3$. От этого другое вещество головки — сера — воспламеняется и зажигает деревянную часть спички.

Черный фосфор имеет строение, подобное строению графита и проводит электрический ток.

Аллотропные видоизменения Сульфура. Природным аллотропным видоизменением Сульфура является **ромбическая сера**. Это лимонно-жёлтое, хрупкое, кристаллическое вещество без запаха, нерастворимое в воде. Название связано с тем, что её кристаллы имеют форму октаэдра со срезанными углами (рис. 9а).

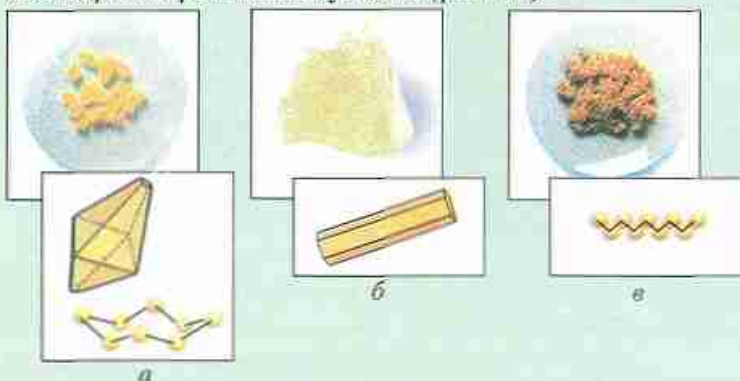


Рис. 9. Аллотропные видоизменения Сульфура: ромбическая (а), моноклинная (б) и пластическая (в) сера

Молекула такой серы состоит из восьми атомов Сульфура (в уравнениях реакций пользуются записью одного атома S).

При температуре $+119,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ ромбическая сера плавится и превращается в **моноклинную серу** — почти белые кристаллические пластинки (рис. 9б). Это аллотропное видоизменение Сульфура нестойкое и уже при температуре $+95,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ опять превращается в ромбическую серу.

Если доведённую до кипения серу (температура кипения $+444,6\text{ }^{\circ}\text{C}$) вылить в холодную воду, то вследствие резкого перепада температур она превратится в **пластическую серу** (рис. 9в). Пластическая сера имеет жёлто-коричневый цвет, режется ножом, резиноподобная и эластичная (вытягивается в нити). На воздухе она за несколько дней опять становится ромбической серой.

К достижениям современной химии принадлежит создание кластерных соединений. Кластер в химии – это сложное объединение атомов или молекул, которое является самостоятельной частицей и наделено определёнными свойствами. Кластерные частицы из 60–70 атомов Карбона получили название *фуллерены* и *углеродные нанотрубки* (рис. 10). Их открытие способствовало стремительному развитию нанотехнологий.

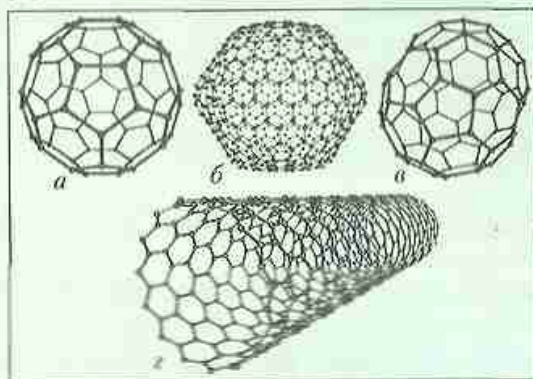


Рис. 10. Модели фуллеренов (а, б, в) и углеродной нанотрубки (г)



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Напишите формулы неметаллов, для которых название неметаллического химического элемента совпадает с названием простого вещества.
2. Чего больше в природе – неметаллических элементов или неметаллов? Ответ обоснуйте.
3. Расположите неметаллы кислород, азот, фтор в порядке возрастания количества общих электронных пар в молекулах. Ответ подтвердите записью электронных формул веществ.
4. Где больше молекул: в порции воды массой 25,4 г или в порции хлора объёмом 11,2 л (н. у.)?
- 5*. Составьте и заполните сравнительные таблицы аллотропных видоизменений: а) Сульфура; б) Фосфора.
- 6*. Проведите групповую поисковую деятельность для выяснения сути и перспектив внедрения нанотехнологий, подготовьтесь к презентации её результатов.



§ 5. Основные химические свойства и применение неметаллов. Распространение неметаллических элементов в природе

Основные химические свойства неметаллов. Неметаллы, за исключением инертных (благородных) газов, являются довольно химически активными простыми веществами, которые взаимодействуют с *металлами, другими неметаллами*, а некоторые также со *сложными веществами* (например, горение и хлорирование метана CH_4 , горение этанола $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

Имея на внешнем энергетическом уровне половину и более половины электронов, чем их находится на завершённом внешнем энергетическом уровне, атомам неметаллических элементов энергетически выгоднее присоединять, а не отдавать электроны. Поэтому в реакциях с металлами атомы неметаллических элементов присоединяют электроны, а в реакциях с неметаллами образуют общие электронные пары. Узнать, к атому которого из двух неметаллических элементов смешиваются общие электронные пары в молекуле, помогает ряд электроотрицательности:



Электроотрицательность уменьшается \rightarrow

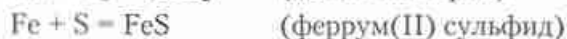
Важно также помнить, как изменяются неметаллические свойства элементов, расположенных в одном периоде и одной подгруппе.

В пределах *одного периода* с увеличением порядкового номера неметаллические свойства химических элементов усиливаются.

В пределах *одной подгруппы* с увеличением порядкового номера неметаллические свойства химических элементов ослабевают.

Рассмотрим конкретные примеры химических свойств неметаллов.

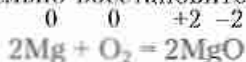
1. Взаимодействие неметаллов с металлами:



Во всех случаях образовались бинарные соединения, формулы и названия которых составляют по таким общим **правилам**:

- обычно первым пишут символ менее электроотрицательного элемента (с положительной степенью окисления), а после него – более электроотрицательного (с отрицательной степенью окисления);
- первым называют в именительном падеже менее электроотрицательный элемент (элемент с положительной степенью окисления);
- если элемент проявляет переменную валентность, её указывают в названии римской цифрой;
- вторым указывают в именительном падеже название или часть названия более электроотрицательного элемента (с отрицательной степенью окисления), то есть неметаллического, добавляя при этом суффикс *-ид*.

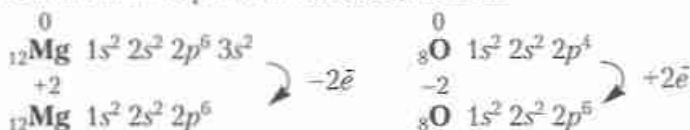
Выясним, принадлежит ли уравнение реакции магния с кислородом к окислительно-восстановительным:



Произошло изменение степеней окисления Магния и Кислорода. Следовательно, это окислительно-восстановительная реакция. Напишем её электронный баланс, определим окислитель и восстановитель:



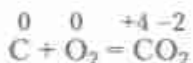
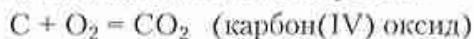
А как изменилось строение электронных оболочек атомов Магния и Кислорода в образованном соединении?



Как видим, в обоих случаях внешние энергетические уровни приобрели завершённую конфигурацию: Магния – за счёт отдавания двух электронов, Кислорода – за счёт присоединения двух электронов.

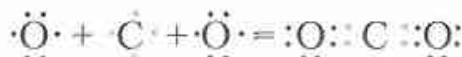
Окислительно-восстановительные процессы в других приведённых уравнениях взаимодействия неметаллов с металлами рассмотрите самостоятельно.

2. Взаимодействие неметаллов с неметаллами. При определённых условиях неметаллы взаимодействуют между собой, образуя соединения с ковалентной химической связью, которые называют согласно вышеуказанным правилам.



До реакции атомы Карбона и Оксигена входят в состав простых веществ со степенями окисления 0. В образованном оксиде менее электроотрицательный Карбон имеет степень окисления +4, тогда как у более электроотрицательного Оксигена она равна -2.

CO₂ — соединение двух неметаллических элементов. Им свойственна общая для атомов неметаллических элементов тенденция удерживать собственные электроны и смещать к себе электроны менее электроотрицательных элементов. Поэтому ни один из атомов не отдаёт электроны, вместо этого образуются общие электронные пары, смещённые к атомам более электроотрицательного элемента Оксигена:



Это можно передать структурной формулой O=C=O.

Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы и образование химической связи на примере уравнения $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$. укажите окислитель и восстановитель.

Продуктами взаимодействия неметаллов с кислородом чаще всего являются бинарные соединения с ковалентной полярной химической связью — оксиды. Степень окисления Оксигена в них -2.

Кроме оксидов, более активные металлы, а также Гидроген образуют пероксиды (например, Na₂O₂, K₂O₂, BaO₂, H₂O₂).

Кислотный характер солеобразующих оксидов неметаллических элементов. Все солеобразующие оксиды неметаллических элементов — кислотные. В подтверждение этого выполним *демонстрационный опыт* со сжиганием серы и докажем кислотный характер образованного оксида. (**Внимание!** Опыт выполняется в вытяжном шкафу.) Наполним металлическую ложечку для сжигания веществ на 1/3 серой и нагреем её в пламени нагревательного прибора. Сначала сера плавится, а впоследствии начинает гореть сине-

ватым пламенем (рис. 11а). После этого внесём ложечку в колбу с кислородом и плотно закроем пробкой. В кислороде горение становится намного ярче (рис. 11б).

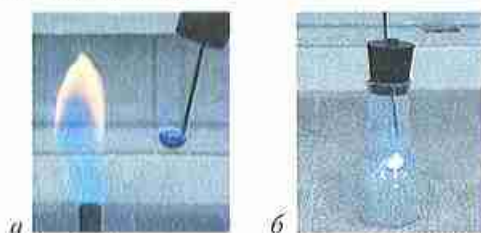
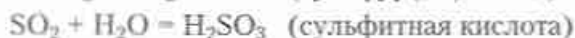
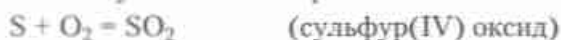


Рис. 11. Горение серы на воздухе (а) и в кислороде (б)

Объясните почему горение серы в кислороде ярче, чем на воздухе.

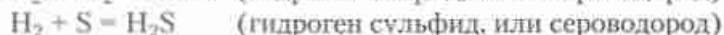
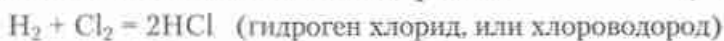
После полного прекращения горения вынем ложечку для сжигания из колбы, а стенки колбы ополоснём 3–4 мл дистиллированной воды. Полученный бесцветный прозрачный раствор отольём в пробирку и испытаем индикатором, например метиловым оранжевым. Раствор приобретает свойственную кислой среде розовую окраску. Повторим опыт, но уже с фенолфталеином. После добавления к раствору нескольких капель этого чувствительного к щелочной среде индикатора появление малиновой окраски не наблюдается. Следовательно, продуктом взаимодействия воды с образованным в результате сжигания серы веществом является кислота. Запишем уравнения осуществлённых реакций:



Согласно приведённым уравнениям, продуктом горения серы является кислотный оксид SO_2 , который с водой образует сульфитную кислоту H_2SO_3 .

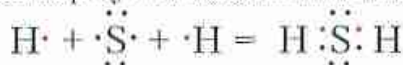
Определите, принадлежит ли реакция сульфур(IV) оксида с водой к окислительно-восстановительным.

Взаимодействие неметаллов с водородом: (2.2)

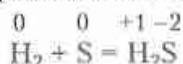


При взаимодействии неметаллов с водородом образуются бинарные соединения с ковалентной полярной химической связью. Подтвердим это на примере сероводорода. У атома Сульфура до завершения внешнего энергетического уровня не достаёт двух электронов, а у атома Водорода — одного. Вследствие образования

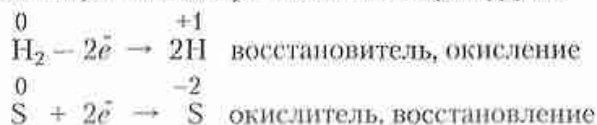
Сульфуром двух общих электронных пар с двумя атомами водорода внешний энергетический уровень электронной оболочки атома Сульфура становится завершённым. Поскольку Сульфур более электроотрицательный, то общие электронные пары смещаются в сторону его атома и образуется ковалентная полярная связь:



В результате реакции степени окисления атомов изменяются:



Водород и Сульфур не принадлежат ни к одному периоду, ни к одной подгруппе. Поэтому для выяснения, какой из неметаллов окислитель, а какой — восстановитель, воспользуемся рядом электроотрицательности. Как видим, Водород менее электроотрицателен, чем Сульфур, следовательно, в электронном балансе нужно показать отдавание электронов Водородом, а присоединение Сульфуром:

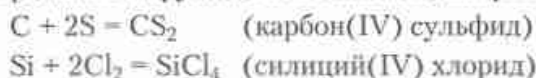


Взаимодействие неметаллов с водородом принадлежит к окислительно-восстановительным реакциям. Образуются летучие (газообразные или жидкости) бинарные соединения.

▶ К каким типам химических реакций, кроме окислительно-восстановительных, по вашему мнению, принадлежат реакции металлов с неметаллами, неметаллов с водородом?

Взаимодействие неметаллов с другими неметаллами. (2.3)

Кроме взаимодействия с кислородом и водородом, неметаллы также вступают в реакции с другими неметаллами, например:



Продуктами взаимодействия двух неметаллов являются вещества с разным агрегатным состоянием, имеющие ковалентный тип химической связи, общие электронные пары которой смещаются к атому более электроотрицательного неметаллического элемента.

▶ Пользуясь рядом электроотрицательности, определите степени окисления элементов в карбон(IV) сульфиде и силиций(IV) хлориде.

Распространение неметаллов в природе. Неметаллы в природе более распространены, чем металлы. В состав воздуха входят: азот, кислород, инертные газы. Сера образует залежи самородной серы. Месторождения самородной серы в Предкарпатье — одни из самых больших в мире. Существуют месторождения графита, очень редко встречаются алмазы. Промышленным месторождением графита в Украине является Завальевское месторождение, сырьё которого использует Мариупольский графитовый комбинат. В нескольких регионах Украины обнаружены залежи пород, которые могут содержать алмазы (в частности, в Житомирской области, на Волини), однако промышленные месторождения пока ещё не открыты. Гораздо больше атомов неметаллических элементов образуют разнообразные сложные вещества, среди которых доминируют оксиды, соли.

Вспомните из географии и химии 8 класса распространение оксидов и солей в природе.

Применение неметаллов. Применение аллотропных видоизменений Оксигена и Карбона мы уже рассмотрели в предыдущем параграфе. Другие неметаллы также имеют разнообразное применение. Ознакомиться с ним поможет рисунок 12 (см. с. 42).

На рисунке 12 в описании применения углерода употреблён новый для вас термин — адсорбция. **Адсорбция** — это способность некоторых веществ (адсорбентов), в частности углерода, удерживать на своей поверхности частицы газа или растворённого вещества. При этом адсорбент не изменяется, а лишь удерживает своей пористой поверхностью газ или жидкость. Чтобы вернуть адсорбенту способность к адсорбции и извлечь адсорбированное вещество, достаточно нагревания.

Адсорбция — способность одних веществ удерживать на своей поверхности частицы других веществ.

Регенерация — возвращение адсорбенту (например, углю) способности адсорбировать вещества.

На адсорбционной способности углерода базируется его использование в медицине с лечебной целью — это таблетки или капсулы активированного угля. Их применяют внутрь при отравлении.

Украинскому учёному доктору химических наук, профессору, члену-корреспонденту НАН Украины *Картелю Николаю Тимофеевичу* принадлежит создание адсорбентов медицинского назначения, в частности углеродных гемосорбентов, совместимых с кровью.

В адсорбционной способности угля можно убедиться, проводя такой *демонстрационный опыт* (рис. 13). В цилиндр, наполненный газообразным NO_2 и закрытый пробкой (рис. 13а),

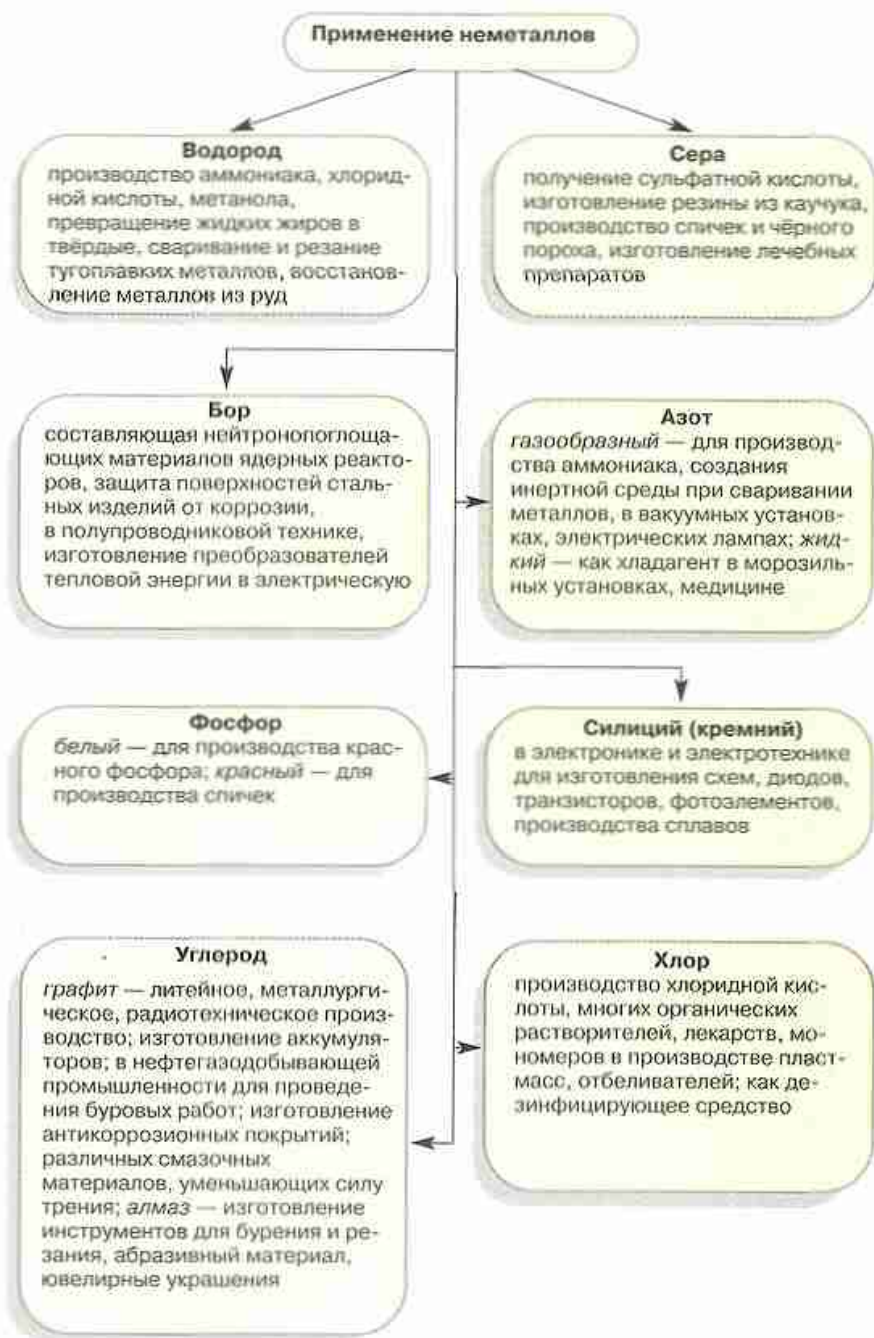


Рис. 12. Применение неметаллов



Рис. 13. Адсорбция
нитроген(IV) оксида
углеродом



Рис. 14. Противогаз:
1 — коробка с адсорбентом;
2 — резиновый шлем

помещаем кусочки древесного угля или измельчённые таблетки активированного угля. После многократного встряхивания цилиндра буряя окраска нитроген(IV) оксида исчезает (рис. 13б). Если цилиндр подогреть, она появляется опять. Подобный опыт можно провести с раствором чернил.

Адсорбционную способность углерода использовал Н. Д. Зелинский в изобретённом им в 1915 г. угольном противогазе — средстве индивидуальной защиты органов дыхания, лица и глаз человека от воздействия вредных веществ, находящихся в атмосфере. В 1916 г. был организован промышленный выпуск изобретённого учёным противогаза, это спасло жизни сотен тысяч солдат во время Первой мировой войны. Усовершенствованный противогаз (рис. 14) применяется и в настоящее время.

Зелинский Николай Дмитриевич (1861–1953) — выдающийся учёный украинского происхождения, академик. Среднее образование получил в Ришельевском лицее (г. Одесса), высшее — в Новороссийском университете (г. Одесса). После окончания университета работал преподавателем.

Научные работы учёного посвящены исследованию аминокислот и белков, состава нефти и продуктов её переработки, катализаторов для реакций органических соединений. Его вклад в науку отмечен тремя Государственными премиями СССР и другими высокими наградами.



Николай Зелинский

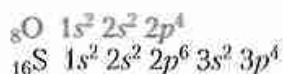


Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

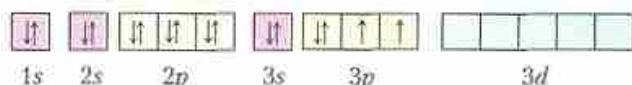
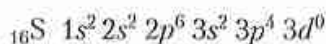
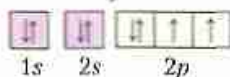
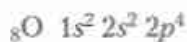
Особенности строения атомов неметаллических элементов, обуславливающие химические свойства неметаллов. Из изученного на уроках химии в основной школе вы знаете, что высшая валентность атомов химических элементов равна номеру группы, однако существуют исключения.

Обратите внимание на приведённые в § 3 графические электронные формулы атомов неметаллических элементов и вы увидите, что, кроме Гидрогена, у всех других неметаллических элементов количество неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне в их атомах меньше номера группы. Как известно, валентность равна количеству неспаренных электронов. Тогда почему максимальная валентность и наивысшая степень окисления атомов многих неметаллических элементов совпадают с номером группы? Причину этого выясним на примере Оксигена и Сульфура — неметаллических элементов VI группы главной подгруппы периодической системы химических элементов.

Оба элемента на внешнем энергетическом уровне атомов имеют по шесть электронов:

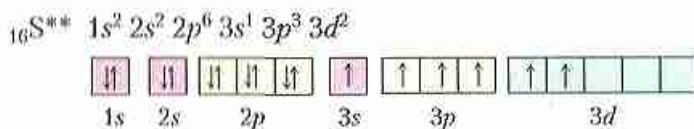
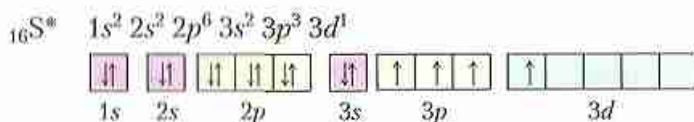


И всё же Оксиген не бывает шестивалентным, тогда как у Сульфура существуют соединения с валентностью 6 и наивысшей степенью окисления +6. Чем это объяснить? Обратимся к графическим электронным формулам атомов этих элементов:



Исходя из графических электронных формул атомов Оксигена и Сульфура, делаем вывод, что у Оксигена отсутствуют свободные энергетические ячейки и атом не может перейти в возбуждённое состояние и иметь более

двух неспаренных (валентных) электронов, тогда как для Сульфура это реально, потому что наличие свободных ячеек на d -подуровне третьего энергетического уровня позволяет спаренным электронам стать неспаренными:



Таким способом атом Сульфура расширяет свои валентные возможности.

Особенности строения атомов неметаллических элементов, обуславливающих образование химических связей и химические свойства неметаллов как простых веществ, дают возможность сделать такие выводы:

- все валентные электроны в атомах неметаллических элементов расположены на внешнем энергетическом уровне, который содержит половину или более половины электронов, чем завершённый энергетический уровень (электронный слой);

- атомы неметаллических элементов могут переходить в возбуждённое состояние, если имеют на внешнем энергетическом уровне свободные энергетические ячейки, увеличивая этим количество неспаренных электронов. В этом случае наивысшая валентность и максимальная степень окисления атома неметаллического элемента совпадают с номером группы;

- в химических реакциях атомы неметаллических элементов достигают завершённости внешнего энергетического уровня присоединением электронов или образованием общих электронных пар. Каким именно способом это происходит, зависит от строения электронных оболочек атомов реагентов.





Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Охарактеризуйте основные химические свойства неметаллов и приведите примеры уравнений реакций. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы, которые происходят в приведённых вами примерах.

2. Напишите химические уравнения взаимодействия:

а) кремния с кислородом; б) кремния с водородом; в) цинка с хлором; г) фосфора с хлором. Назовите образованные соединения.

3. Вычислите объём водорода сульфида, который образуется из водорода объёмом 44,8 л (н. у.) и достаточного количества серы.

4. Используя рис. 12, объясните, на каких физических и химических свойствах неметаллов основано практическое применение каждого из них.

5*. Соединение Фтора с Кислородом имеет формулу OF_2 . Пользуясь рядом электроотрицательности, выясните, к какому из элементов смещаются общие электронные пары. Объясните, почему это соединение не называют оксидом. Как бы вы его назвали?

6.* Используя дополнительную литературу и знания по химии, физике, биологии и географии, подготовьте сообщение о роли неметаллических элементов в природе.



§ 6. Летучие водородные соединения неметаллических элементов

Как было выяснено в § 5, неметаллы вступают в реакцию соединения с водородом и образуют **бинарные соединения Гидрогена** (они ещё имеют название **летучие водородные соединения**). Общие формулы летучих водородных соединений неметаллических элементов приведены в периодической системе.

Образование летучих водородных соединений Хлора и Нитрогена. Общим способом добывания летучих водородных соединений является взаимодействие водорода с соответствующим неметаллом:

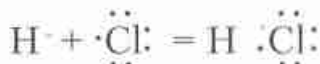


Примечание: летучее водородное соединение Нитрогена традиционно продолжают записывать NH_3 , хотя электроотрицательность Нитрогена значительно больше, чем электроотрицательность Гидрогена. Что касается названия, то его составляют по общему правилу — сначала называют менее электроотрицательный Гидроген.

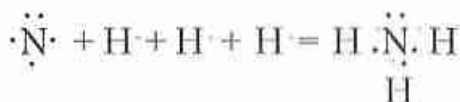
В обоих случаях произошли реакции соединения. Исходя из электронного строения атомов Гидрогена, Хлора, Нитрогена, рассмотрим электронные и структурные формулы продуктов этих реакций, но сначала запишем электронные и графические электронные формулы атомов:



Атому Хлора достаточно образовать одну общую электронную пару с одним атомом Гидрогена, чтобы внешний энергетический уровень обоих атомов стал завершённым:



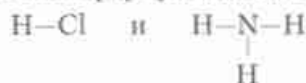
Атом Нитрогена за счёт трёх неспаренных электронов внешнего энергетического уровня образует три общих электронных пары с тремя атомами Гидрогена. При этом внешний энергетический уровень каждого из атомов становится завершённым:



В рассмотренных соединениях существует ковалентная полярная связь. Общие электронные пары смещены в сторону более электроотрицательных атомов Хлора и Нитрогена.

Летучие водородные соединения — это бинарные соединения Гидрогена с неметаллическими элементами. Атомы в их молекулах соединены ковалентными связями.

Исходя из электронных формул, напишем структурные:



Следовательно, Хлор в летучем водородном соединении проявляет валентность 1, Нитроген — 3.

Только что были рассмотрены электронная и структурная формулы аммониака. Напишите электронные и структурные формулы летучих водородных соединений Карбона (метан), Оксигена (вода), Флуора (фтороводород). Сделайте вывод относительно изменения валентности неметаллических элементов одного периода в летучих водородных соединениях.

Физические свойства летучих водородных соединений. Бинарные соединения Гидрогена с неметаллическими элементами получили название *летучие водородные соединения* потому, что при нормальных условиях имеют газообразное агрегатное состояние (хлороводород, аммониак, сероводород) или являются жидкостями с невысокими температурами кипения, вследствие чего легко переходят в газообразное состояние (вода).

Аммониак (гидроген нитрид) NH_3 — бесцветный газ с резким запахом, токсичный. Вдыхание его в малых дозах помогает вывести человека из состояния обморока. В дозах, которые превышают предельно допустимые (в воздухе $0,04 \text{ мг/м}^3$), вызывает поражение глаз и отёк легких, повреждает нервную систему. Это газообразное вещество с наибольшей среди известных газов растворимостью в воде (при температуре $+20^\circ\text{C}$ около 700 л в 1 л воды). Известный в медицинской практике *нашатырный спирт* является водным раствором аммониака с массовой долей растворённого вещества 10 %.

Самостоятельно вычислите, легче или тяжелее аммониак по сравнению с воздухом, и сделайте вывод, вверх или вниз дном нужно держать пробирку при заполнении её аммониаком.

В аптеках продается нашатырный спирт в стеклянной посуде тёмного цвета вместимостью 150 мл. Приняв плотность нашатырного спирта за 1 г/мл, вычислите, какой объём аммониака расходуется на приготовление раствора для одного такого флакона.

Хлороводород (гидроген хлорид) HCl — газ без цвета с резким запахом, раздражающе действует на дыхательные пути, «дымит» на воздухе из-за того, что с парами воды, которые всегда присутствуют в воздухе, образует мелкие капли хлоридной кислоты. Как и аммониак, гидроген хлорид хорошо растворяется в воде (при температуре $+20^\circ\text{C}$ приблизительно 500 л в 1 л воды).

Самостоятельно вычислите относительную плотность хлороводорода по воздуху.

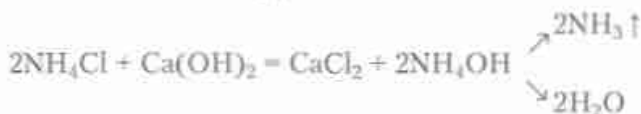
Водные растворы хлороводорода и аммониака. Известная вам хлоридная кислота является водным раствором хлороводорода и проявляет все общие свойства кислот, в частности действует на индикаторы: универсальная индикаторная бумага, лакмус, метиловый оранжевый в ней приобретают розовый цвет.

Чтобы узнать, что собой представляет раствор аммиака, выполним *демонстрационный опыт*. Получим аммиак из аммоний хлорида NH_4Cl и кальций гидроксида $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Оба вещества используем в твердом состоянии. Соберём прибор, изображённый на рисунке 15, и поместим в него смесь реагентов. Пробирку закрепим с небольшим наклоном в сторону пробки и нагреем. Уже при незначительном прогревании начнете реакция с образованием аммиака, который заполняет закрепленную вверх дном в штативе пробирку. Увлажнённая индикаторная бумага, поднесённая к отверстию пробирки, приобретает синий цвет.



Рис. 15. Получение аммиака

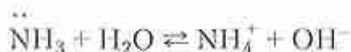
Проведённым реакциям соответствуют такие химические уравнения:



Хотя вода и принадлежит к слабым электролитам, отдельные её молекулы диссоциируют на Гидроген-катион H^+ и гидроксид-анион OH^- :



В процессе растворения в ней аммиака Гидроген-катион присоединяется к Нитрогену за счёт имеющейся у него свободной пары электронов, образуя положительно заряженный **аммоний-катион** NH_4^+ :



Как видим, одновременно с катионом аммония в растворе появляются свободные гидроксид-анионы.

Вот почему увлажнённая лакмусовая бумага в рассмотренном опыте приобрела синий цвет, то есть указала на наличие щелочной среды.

Аммоний-катион (ион аммония) — это однозарядный положительный ион NH_4^+ , образующийся в результате присоединения Гидроген-катиона к молекуле аммиака.

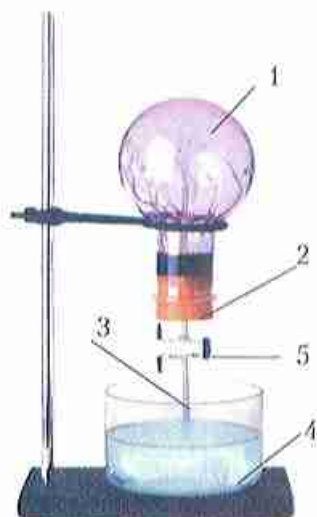


Рис. 16. Растворение аммиака в воде («фонтан»)

Аммоний гидроксид NH_4OH — обычное основание. Во-первых, у него отсутствует катион металлического элемента, вместо этого есть аммоний-катион, образованный из пяти атомов двух неметаллических элементов. Во-вторых, он существует лишь в растворе. В-третьих — это слабый электролит, который самопроизвольно разлагается на воду и аммиак.

Высокую растворимость аммиака и щелочную среду его раствора подтверждает *демонстрационный опыт* под названием «фонтан». Соберём прибор, как показано на рисунке 16. Наполненную аммиаком колбу 1 закроем пробкой 2 со стеклянной трубкой 3, конец которой оттянут внутрь колбы. В кристаллизатор 4 нальём воды и кашнем несколько капель фенолфталеина.

Колбу поместим над заполненной водой ёмкостью так, чтобы стеклянная трубка 3 почти полностью была погружена в воду, после этого откроем кран 5. Аммиак, которым заполнена колба, постепенно растворяется в воде, давление в колбе падает и вода стремительно (фонтанообразно) заполняет колбу. При этом «фонтан» приобретает малиновую окраску.

▶ Дайте самостоятельное объяснение малинового цвета «фонтана».

В основной школе вы изучали добывание и свойства хлоридной кислоты и знаете, что, в отличие от раствора аммиака, раствор хлороводорода имеет кислую среду. Сравнив растворимость в воде аммиака и хлороводорода, из которого изготавливают хлоридную кислоту, делаем вывод, что оба летучие водородные соединения хорошо растворимы в воде, однако образованные растворы имеют разную среду. Объясняется это отличиями в результатах растворения аммиака NH_3 и хлороводорода HCl в воде. В молекуле аммиака связи не разрушаются, а за счёт свободной пары электронов атома Нитрогена к нему присоединяется катион Гидрогена H^+ , образованный в результате диссоциации воды. У хлороводорода связь между атомами Гидрогена и Хлора разрушается (вспомните электролитическую диссоциацию соединений с ковалентной полярной связью), образованные катионы H^+ и Cl^- перехо-

дят в раствор, где катион Гидрогена присоединяется к молекуле воды:



Примечание: записывая уравнения реакций ионного обмена с участием кислот, обычно записывают H^+ , а не H_3O^+ .



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Применение и общая схема получения аммиака в промышленности. Аммиак в большом количестве используют для производства нитратной кислоты, минеральных удобрений, взрывчатых веществ, пластмасс, в агрегатах холодильных установок и т. п. На удовлетворение нужд отечественной химической промышленности в аммиаке, а также с целью экспорта его во многие страны мира работают открытые акционерные общества «Азот» (г. Черкассы), «Концерн Стирал» (г. Горловка Донецкой обл., где в 1933 г. вступил в строй первый в Украине завод по производству синтетического аммиака), Одесский припортовый завод (пос. Южное Одесской обл.), Северодонецкое объединение «Азот» (Луганская обл.), «Ровноазот» (г. Ровно), «Днепроазот» (г. Днепродзержинск Днепропетровской обл.).

Химические производства обычно характеризуют по такому плану: 1) сырьё; 2) аппараты и установки, где протекают химические реакции; 3) химизм производственного процесса; 4) продукция производства.

1. Сырьё. Аммиак в промышленности синтезируют из азота и водорода. Азот добывают из воздуха. Для этого воздух сжижают (с помощью охлаждения и высокого давления переводят в жидкое состояние). Сжиженный воздух нагревают, первым из него испаряется азот (температура кипения -196°C), а кислород (температура кипения -183°C) и остальные газы остаются в жидком состоянии.

Основную массу водорода добывают из природного газа, который в специальных установках при температуре $+800^\circ\text{C}$ подвергают взаимодействию с водой:



За одно прохождение азото-водородной смеси через колонну синтеза реагирует почти 20 % смеси. Чтобы достичь рентабельности производства, смесь непрореагировавших газов циркулирует через колонну несколько раз.

4. Продукция. Продуктом этого производства является аммиак, который на выходе из колонны синтеза находится в газообразной смеси с азотом и водородом. Смесь охлаждают, аммиак переводят в жидкое состояние и отделяют от азота и водорода. Его хранят в жидком состоянии в специальных ёмкостях. Транспортируют в стальных баллонах, железнодорожных и автомобильных цистернах, специальных танкерах (водным путём), а также по трубопроводам.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. На примере неметаллических элементов VI группы выясните, изменяется ли валентность элементов одной подгруппы в летучих водородных соединениях.

2. Составьте формулы соединений неметаллических элементов, образованных атомами:

а) Фосфора и водорода; б) Нода и водорода.

Напишите уравнение их получения из простых веществ.

3. Сравните строение молекул и свойства хлороводорода и аммиака.

4. Вычислите объём (н. у.), который занимает аммиак массой 6,8 г, число атомов и молекул в этой его порции.

5. Где больше молекул: в порции хлороводорода массой 73 г или в порции аммиака количеством вещества 2 моль?

6*. Какой объём аммиака синтезировали из азота и водорода, если полученная смесь газообразных веществ имеет на 10 л меньший объём, чем начальная? Все измерения сделаны при одинаковых условиях.

7*. Вычислите массовую долю хлороводорода в хлоридной кислоте, полученной растворением 500 л гидроген хлорида (н. у.) в 1 л воды.



§ 7. Соли аммония. Качественные реакции на ион аммония и хлорид-ион

Понятие о солях аммония. Аммиак и хлороводород — вещества с разными свойствами, что доказывает также их взаимодействие между собой.

Выполним *демонстрационный опыт*. Ополоснём одну чисто вымытую колбу концентрированным раствором аммиака, другую — концентрированной хлоридной кислотой (рис. 18а). Соединим отверстия колб, как показано на рис. 18б. Через какое-то время колбы заполнятся белым «дымом» — такой вид имеют мелкие кристаллики аммоний хлорида — продукта реакции соединения этих двух летучих водородных соединений неметаллов:



Рис. 18. Взаимодействие аммиака с хлороводородом

В этой реакции катионы Гидрогена, на которые диссоциировал HCl, присоединились к молекулам аммиака и образовали катионы аммония NH_4^+ .

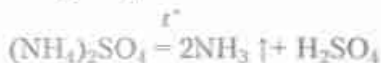
Катион NH_4^+ имеет радиус близкий к радиусу катиона Калия и подобно ему может образовывать соли, получившие название **соли аммония**. Название этих солей состоит из слова «аммоний» и названия кислотного остатка в именительном падеже, например:



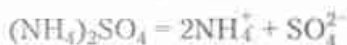
Соли аммония — кристаллические, хорошо растворимые в воде соединения.

Химические свойства солей аммония.

1. *Разложение при нагревании.* Соли аммония неустойчивы даже к незначительному нагреванию:



2. *Электролитическая диссоциация.* Почти все соли аммония являются сильными электролитами, которые в водных растворах диссоциируют с образованием катионов аммония и анионов соответствующих кислотных остатков:



3. *Взаимодействие со щелочами* (в растворе происходит очень быстро):



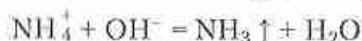
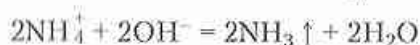
Аммиак, выделяющийся при этом, обнаруживают с помощью увлажнённой индикаторной бумаги.

Качественная реакция на ионы аммония. А как будут взаимодействовать со щелочами другие соли аммония? Чтобы ответить на этот вопрос, проведём *демонстрационный опыт*. Возьмём раствор аммоний карбоната и подействуем на него раствором калий гидроксида (рис. 19). Реакция происходит сразу и сопровождается выделением газообразного продукта. Направив к себе лёгким движением руки воздух от отверстия стакана, где проводили реакцию, почувствуем запах аммиака. Увлажнённая индикаторная бумага, поднесённая к отверстию стакана, приобретает синий цвет (рис. 19). Калий гидроксид не мог повлиять на неё, поскольку это нелетучее соединение. Поэтому изменение цвета индикатора является результатом действия на него аммоний гидроксида, образовавшегося из аммиака и воды, которой была смочена бумага.

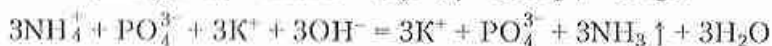
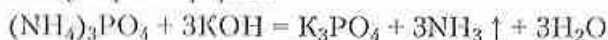


Рис. 19. Качественная реакция на ион аммония

Напишем молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения проведённой реакции:



Повторим опыт, но с другой солью аммония – аммоний ортофосфатом $(NH_4)_3PO_4$. Как и в предыдущей реакции, обнаружим образование аммиака. Запишем уравнение проведённой реакции в ионно-молекулярной форме:



Сократив сразу коэффициенты перед ионами, напишем сокращённое ионное уравнение:



Итак, и в этом опыте взаимодействие соли аммония со щёлочью сопровождается выделением аммиака.

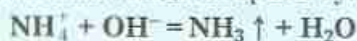
▶ Сравните сокращённые ионные уравнения реакций аммоний сульфата, аммоний карбоната, аммоний ортофосфата со щёлочью. Одинаковые они или разные?

Сравнение даёт возможность утверждать, что независимо от того, какая соль аммония взаимодействует со щёлочью, реакция соответствует одно и то же сокращённое ионное уравнение:



Реакции, которые позволяют обнаружить конкретное вещество или соединения одного класса либо одного катиона или аниона, получили название *качественные реакции*. Они протекают в соответствии с одним и тем же сокращённым ионным уравнением.

Качественной реакцией на соли аммония (аммоний-катион) является взаимодействие с раствором щёлочи. Реакция сопровождается выделением аммиака, который обнаруживают по запаху или посинению увлажнённой индикаторной бумаги:



Знакомясь в 9 классе с важнейшими органическими соединениями, вы уже проводили качественные реакции по выявлению ненасыщенных углеводородов, глицерина, глюкозы, сахарозы, крахмала. Вспомните и назовите их.

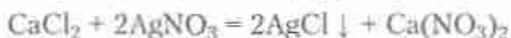
С помощью качественных реакций можно также обнаруживать анионы. Проведём *демонстрационный опыт*, в котором в хлоридную кислоту добавим несколько капель раствора аргентум(I) нитрата (растворы солей Аргентума чувствительны к действию света, поэтому их хранят в баночках из тёмного стекла). Сразу будем наблюдать выпадение творожисто-белого осадка.

Повторим *опыт*, но уже с раствором кальций хлорида (рис. 20). Результат будет аналогичен первому.

Чтобы понять, какой из продуктов реакции выпадает в осадок, напишем молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций обмена:



Рис. 20. Качественная реакция на хлорид-ион



Из уравнений видим, что обе реакции протекают по одному и тому же сокращённому ионному уравнению, а среди продуктов обеих реакций нерастворимым веществом является лишь аргентум(I) хлорид AgCl .

Качественной реакцией на **хлорид-ионы** (хлоридную кислоту и её соли) является взаимодействие с раствором аргентум(I) нитрата. Реакция сопровождается выпадением творожисто-белого осадка нерастворимой в воде и в сильных кислотах соли аргентум(I) хлорида AgCl . Сокращённое ионное уравнение качественной реакции имеет вид



На уроках химии в основной школе вам часто приходилось обнаруживать наличие щелочи в растворе. Как вы это делали? Самостоятельно сформулируйте вывод о качественной реакции на гидроксид-анионы.

Потренируйтесь в проведении качественных реакций, выполнив лабораторные опыты 2 и 3, инструкция по выполнению которых приведена в рубрике «Исследуем вещества и их свойства».

Применение солей аммония. Соли аммония широко применяют как азотные удобрения (аммоний нитрат, аммоний сульфат), как компоненты взрывчатых смесей (аммоний нитрат), в производстве сухих гальванических элементов, при пайке (аммоний хлорид, или «паяштырь»), в хлебопекарском и кондитерском производстве (аммоний гидрогексикарбонат).



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 2. Выявление хлорид-ионов в растворе.

Налейте в пробирку 1 мл раствора аммоний хлорида, добавьте 2–3 капли раствора аргентум(I) нитрата. Что наблюдаете?

Запишите в тетрадь молекулярное и ионные уравнения проведённой вами реакции.

Подтвердили ли результаты исследования полученные вами знания о качественной реакции на хлорид-ионы?

Лабораторный опыт 3. Выявление ионов аммония в растворе.

Задание 1. Налейте в пробирку 1 мл раствора аммоний хлорида. Добавьте к нему 1 мл раствора натрий гидроксида. К отверстию пробирки поднесите увлажнённую индикаторную бумагу. Что наблюдаете?

Объясните результат наблюдения, запишите в рабочую тетрадь молекулярное и ионные уравнения проведённой вами реакции.

Подтвердили ли результаты исследования полученные вами знания о качественной реакции на катионы аммония?

Задание 2. Закрепите умение экспериментально определять кислоты, хлорид-анионы, ионы аммония в процессе решения экспериментальных задач.

Задача 1. В какой из пробирок без этикеток содержится хлоридная кислота, а в какой — раствор её соли кальций хлорида?

Задача 2. В какой из пробирок без этикеток содержатся растворы аммоний гидроксида, аммоний хлорида и натрий хлорида?

Полученные результаты, молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций запишите в рабочую тетрадь.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Расчётные задачи: Вычисление выхода продукта реакции от теоретически возможного.

Ввиду неминуемых производственных потерь масса (объём или количество вещества) продуктов реакции меньше по сравнению с вычисленными по уравнению реакции. Поэтому полученную в действительности продукцию назвали **практическим выходом**, а вычисленную по уравнению реакции, то есть без учёта производственных потерь, — **теоретическим выходом**.

Теоретический выход продукта реакции составляет 100 %, тогда как практический — всегда меньше 100 %.

Для химического производства важным является вычисление массовой η (эта) и объёмной ϕ (фи) долей выхода продукта реакции.

Массовая доля практического выхода η — это отношение массы практически полученного продукта реакции к его массе, вычисленной по уравнению реакции:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}}, \text{ или } \eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100 \%$$

Объёмная доля практического выхода ϕ — это отношение объёма практически полученного продукта реакции к объёму, рассчитанному по уравнению реакции:

$$\phi = \frac{V_{\text{практ.}}}{V_{\text{теор.}}}, \text{ или } \phi = \frac{V_{\text{практ.}}}{V_{\text{теор.}}} \cdot 100 \%$$

Массовую и объёмную доли практического выхода вычисляют в долях от 1 или в процентах от 100.

Рассмотрим примеры.

Задача 1. Из водорода массой 180 г синтезировали аммиак массой 1000 г. Вычислите массовую долю практического выхода продукта реакции.

Решение

1. Запишем краткое условие задачи.

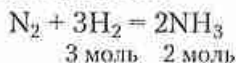
Дано:

$$m_{\text{H}_2} = 180 \text{ г}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 1000 \text{ г}$$

$$\eta = ?$$

2. Запишем уравнение реакции:



3. По уравнению реакции вычислим массу теоретического выхода продукта реакции:

а) $\nu\text{H}_2 = 180 : 2 = 90$ (моль);

б) поскольку $\nu\text{H}_2 : \nu\text{NH}_3 = 3 : 2$, то νNH_3 составляет

60 моль; $\nu\text{NH}_3 = \frac{90}{3} \cdot 2 = 60$ (моль);

в) $m\text{NH}_3 = 60 \cdot 17 = 1020$ (г).

4. Вычислим массовую долю практического выхода продукта реакции:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} = \frac{1000 \text{ г}}{1020 \text{ г}} = 0,98, \text{ или } 98 \%$$

Ответ: массовая доля практического выхода продукта реакции составляет 98 %.

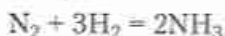
Задача 2. Из азота объёмом 10 м^3 получили аммиак объёмом $16,4 \text{ м}^3$. Вычислите объёмную долю практического выхода продукта реакции, если все измерения сделаны при одинаковых условиях.

Решение

1. Запишем краткое условие задачи.

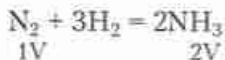
<i>Дано:</i> $\text{VN}_2 = 10 \text{ м}^3$ $\text{VNH}_3 = 16,4 \text{ м}^3$ $\Phi - ?$

2. Запишем уравнение реакции:



3. Вычислим теоретический выход продукта реакции.

Поскольку все вещества находятся в газообразном состоянии, воспользуемся законом объёмных отношений газов:



Как видим, объём аммиака вдвое больше, чем объём азота, и равен 20 л ($10 \cdot 2 = 20$).

4. Вычислим объёмную долю выхода продукта реакции:

$$\varphi = \frac{V_{\text{прак.}}}{V_{\text{теор.}}} = \frac{16,4 \text{ л}}{20 \text{ л}} = 0,82, \text{ или } 82 \%$$

Ответ: объёмная доля практического выхода продукта реакции составляет 82 %.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Приведите примеры солей аммония. Что в их составе особенного по сравнению с другими солями?
2. На примере аммоний сульфата напишите уравнения реакций, характеризующих основные химические свойства солей аммония.
3. Дайте определение качественных реакций. Приведите примеры качественных реакций на хлорид-анионы, аммоний-катионы, гидроксид-анионы, водород-катионы.
4. Составьте формулы двух солей аммония, которые не рассматривались в тексте параграфа, и напишите молекулярно-ионные уравнения взаимодействия их с барий гидроксидом.
5. Какой объём аммиака можно получить из аммоний сульфата количеством вещества 4 моль (н. у.)?
- 6*. Как вы считаете, на чём основано применение аммоний гидрокарбоната в хлебопекарском деле? Ответ подтвердите уравнением реакции.
- 7*. Вычислите массовую и объёмную доли выхода хлороводорода, если из хлора количеством вещества 5 моль получили хлороводород массой 340 г.



§ 8. Оксиды и гидраты (гидратные формы) оксидов неметаллических элементов

Оксиды неметаллических элементов. Согласно известной вам общей классификации оксиды неметаллических элементов разделяют на *солеобразующие* (их большинство) и *несолеобразующие* (например, CO, NO, N₂O). Среди них — газообразные вещества (например, карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, сероводород(IV) оксид), твёрдые вещества (фосфор(V) оксид), жидкости (вода, хлор(VII) оксид).

Во всех без исключения оксидах соединённые с Оксигеном атомы неметаллических элементов имеют положительную степень окисления.

Напишите молекулярные формулы названных выше оксидов и определите степени окисления атомов в них.

В зависимости от валентности, а следовательно, и степени окисления, один и тот же неметаллический элемент способен образовывать оксиды разного количественного состава. Например, для Нитрогена известны оксиды со степенями окисления от +1 до +5.

Напишите молекулярные формулы оксидов Нитрогена со всеми известными степенями окисления атомов этого химического элемента.

Солеобразующие оксиды, как вам известно, разделяют на основные, амфотерные и кислотные.

Солеобразующие оксиды неметаллических элементов принадлежат к кислотным оксидам.

Кислотный характер солеобразующих оксидов неметаллических элементов. Большинство солеобразующих оксидов неметаллических элементов взаимодействуют с *водой*, образуя кислоты, а также с *основаниями* или *основными оксидами* с образованием соли той кислоты, которая соответствует оксиду (имеет с ним одинаковую степень окисления кислотообразующего неметаллического элемента). Указанные химические свойства изображены на рис. 21.



Рис. 21. Химические свойства кислотных оксидов

Выполним *демонстрационный опыт*, подтверждающий кислотный характер фосфор(V) оксида. Сначала добудем оксид сжиганием фосфора (рис. 22а, б), потом растворим его в горячей воде и испытаем раствор индикатором (рис. 22а).

Метилловый оранжевый изменил свой цвет на розовый. Следовательно, исследуемый раствор имеет кислую среду. Образовавшаяся ортофосфатная кислота в водном растворе диссоциировала с образованием гидроксон-катионов, присутствие которых обнаружил индикатор:

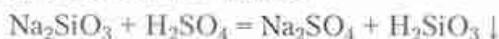


Рис. 22. Горение фосфора на воздухе (а), в кислороде (б) и испытание раствора индикатором (в)



Используя рисунок 21, напишите уравнения реакций, которые подтверждают кислотный характер сульфур(IV) оксида.

Гидраты (гидратные формы) оксидов неметаллических элементов. Ввиду того, что солеобразующие оксиды неметаллических элементов принадлежат к кислотным оксидам, их гидратными формами являются *кислородсодержащие кислоты*. Большинство из них получают при прямом взаимодействии соответствующего оксида с водой. Существуют исключения, например силиций(IV) оксид, который известен вам как основная составляющая речного песка. В таком случае кислоту добывают, воздействуя на растворимую её соль более сильной кислотой:



Напишите полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для лучшего ориентирования в рассмотренном материале воспользуйтесь таблицей 4.

Таблица 4

Оксиды неметаллических химических элементов и их гидраты оксидов

Формула оксида	Степень окисления кислотообразующего элемента	Гидраты оксидов	
		Формула	Название кислоты
N_2O_5	+5	HNO_3	нитратная
SO_2	+4	H_2SO_3	сульфитная
SO_3	+6	H_2SO_4	сульфатная
CO_2	+4	H_2CO_3	карбонатная
SiO_2	+4	H_2SiO_3	силикатная
P_2O_5	+5	H_3PO_4	ортофосфатная

Дадим характеристику отдельных представителей оксидов неметаллических элементов.

Угарный газ, или **карбон(II) оксид**, CO , при нормальных условиях — газ без цвета и запаха, относительная плотность по воздуху почти 1, сжигается при очень низкой температуре ($t_{\text{впл.}} = -192^\circ\text{C}$), малорастворимый в воде.

► Вычислите относительную плотность по воздуху и водороду угарного газа.

В химических реакциях он проявляет восстановительные свойства. Объясняется это тем, что происходит доокисление Карбона по схеме: $\overset{+2}{\text{C}} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}$. Восстановительными свойствами угарного газа объясняется его применение в выплавке металлов из руд, например: $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$ и как топлива в смеси с другими горючими газами (горит синеватым пламенем):



► Составьте электронные балансы рассмотренных окислительно-восстановительных реакций с применением карбон(II) оксида.

Физиологическое действие угарного газа. Карбон(II) оксид — очень ядовитое вещество. Смертельной дозой для человека является наличие 0,2 % карбон(II) оксида в воздухе. Смерть наступает от того, что угарный газ прочнее, чем кислород соединяется с гемоглобином крови и прекращает перенос кислорода в клетки организма. Признаками отравления малыми дозами угарного газа является необычно яркий цвет крови, сильная головная боль, иногда потеря сознания.

Угарный газ образуется при неполном сгорании топлива в печах:



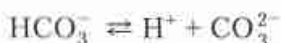
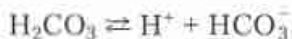
во время работы двигателей внутреннего сгорания, он выделяется с табачным дымом. Вот почему курение вредит не только курильщику, но и не в меньшей степени тем, кто находится рядом.

Первая помощь при поражении угарным газом — обеспечить поступление чистого воздуха.

Карбон(IV) оксид, или **углекислый газ**, CO_2 — бесцветный газ с кисловатым привкусом и запахом, в 1,5 раза тяжелее воздуха, имеет лучшую по сравнению с угарным газом растворимость в воде (при комнатной температуре в 1 л воды растворяется почти 1 л углекислого газа). Под давлением углекислый газ легко переходит в твёрдое состояние. Твёрдый карбон(IV) оксид ещё называют *сухим льдом*.

Химические свойства углекислого газа. Как кислотный оксид, углекислый газ проявляет их общие свойства: взаимодействует с водой, щелочами, оксидами щелочных и щелочноземельных металлических элементов.

О том, что в результате взаимодействия карбон(IV) оксида с водой образуется кислота, свидетельствует розовый цвет индикаторов метилового оранжевого, лакмуса в её растворе:



Карбон(IV) оксид достаточно чувствителен к раствору кальций гидроксида (известковой воде). После его непродолжительного пропускания через этот раствор образуется осадок белого цвета (напомним, что в химии любое помутнение считают осадком):



Взаимодействие карбон(IV) оксида с известковой водой сопровождается выпадением белого осадка кальций карбоната CaCO_3 и используется для качественного определения наличия углекислого газа.

Углекислый газ не горит. Благодаря этому свойству, а также ввиду того, что он значительно тяжелее воздуха, углекислый газ применяют в огнетушителях.

Углекислотный огнетушитель (рис. 23а) предназначен для гашения небольших возгораний. Он состоит (рис. 23б) из стального корпуса 1, наполненного карбон(IV) оксидом под давлением 5,7 МПа, горловины 2 с смонтированной в неё чекой, и раструбы 3.

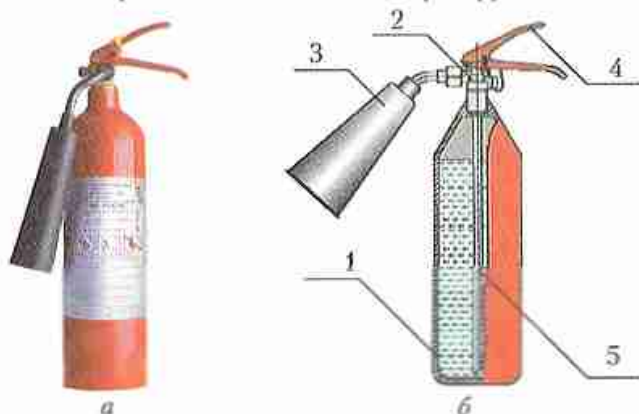


Рис. 23. Внешний вид (а) и схема устройства (б) огнетушителя

Для приведения огнетушителя в действие вынимают чеку, нажимают на рукоятку 4 и направляют раструб в сторону возгорания. При этом открывается запорно-пусковое устройство, содержащее огнетушитель по сифонной трубке 5 под давлением поступает к раструбу. Огнетушитель готов к использованию. За считанные минуты зона возгорания охлаждается, покрывается негорючим слоем CO_2 , реакция горения прекращается.

Распространение углекислого газа в природе, его значение. Атмосфера Венеры на 95 % состоит из углекислого газа. Содержание этого вещества в воздухе нашей планеты составляет 0,03 %. Углекислый газ также содержится в вулканических газах и минеральных водах.

Благодаря углекислому газу осуществляется один из важнейших процессов в живой природе — фотосинтез.

▶ Вспомните суть фотосинтеза и при каких условиях он происходит.

Углекислый газ участвует ещё в одном природном явлении — **парниковом эффекте**. Суть парникового эффекта заключается в том, что в атмосфере поддерживается равновесие между теплом Солнца, которое достигает поверхности Земли, и тепловым излучением нашей планеты. По оценке учёных, без парникового эффекта температура Земли была бы на 25–30 °С ниже, чем есть в действительности. Молекулы находящихся в воздухе воды, углекислого газа, озона, метана влияют на это равновесие. Они функционируют как стекло в теплицах, давая возможность солнечным лучам проникать во внутрь помещения и задерживать инфракрасные лучи, благодаря чему обеспечивается надлежащая температура для роста растений. Из-за этой способности их называют *парниковыми газами*.

Умеренный парниковый эффект создаёт благоприятные температурные условия для жизни на нашей планете, не позволяя ей переохладиться. Увеличивая выбросы парниковых газов в атмосферу (работа транспорта, сжигание топлива в большом количестве, производство электроэнергии и т. п.), вырубывая леса, люди нарушают тепловой баланс, создаваемый веками. Лесные пожары и извержения вулканов тоже приводят к накоплению углекислого газа в атмосфере. С увеличением концентрации парниковых газов растёт парниковый эффект и температура на нашей планете повышается. Есть прогнозы, что повышение средней температуры Земли на 1,5 °С может произойти уже до 2025 г. Потепление угрожает таянием ледников и снегов в зоне вечной мерзлоты, что в дальнейшем может повлечь нежелательное повышение уровня воды в мировом океане.

Пути решения проблемы парникового эффекта. Рассмотрите рисунок 24 и вы убедитесь, что эту проблему можно решить путём



Рис. 24. Факторы парникового эффекта

уменьшения выбросов парниковых газов в атмосферу и увеличения количества зелёных растений — поглотителей углекислого газа.

Сульфур(IV) оксид, или сернистый газ, SO_2 — негорючий бесцветный газ, с резким запахом (этот запах мы ощущаем при зажигании спичек), в 2,2 раза тяжелее воздуха, хорошо растворимый в воде. Он входит в состав вулканических газов, газообразных продуктов горения топлива, в котором всегда содержится примеси серы и соединений Сульфура. Больше всего загрязняют атмосферу сернистым газом тепловые электростанции, металлургические и химические заводы. По подсчётам учёных, его годовые выбросы в атмосферу составляют около 150 млн т. Попадая в атмосферу, сернистый газ наносит вред окружающей среде.

Химические свойства и применение сульфур(IV) оксида. Поскольку сульфур(IV) оксид является типичным кислотным оксидом, то он проявляет все их химические свойства, в частности взаимодействует с водой:



Сернистая (сульфитная) кислота H_2SO_3 — электролит средней силы.

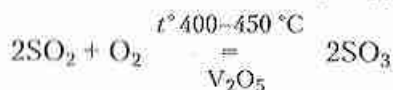
Сернистый газ применяют как сырьё при производстве сульфатной кислоты, как отбеливающее средство — в текстильной, бумажной и сахарной промышленности. Он имеет дезинфицирующие свойства, поэтому им обкуривают погреба, овощехранилища и винные бочки.

Сульфур(VI) оксид, или серный ангидрид, SO_3 — легкокипящая жидкость с неприятным запахом, бесцветна, хорошо растворима в воде и очень гигроскопична.

С водой сульфур(VI) оксид образует сульфатную (серную) кислоту:



Основное применение сульфур(VI) оксида — промежуточный продукт в производстве сульфатной кислоты. В природе он не встречается, его добывают доокислением сульфур(IV) оксида:



Нитроген(IV) оксид NO_2 — газ бурого цвета с неприятным запахом, очень ядовитый, хорошо растворимый в воде. Растворение сопровождается образованием двух кислот — нитратной и нитритной:



В природе NO_2 образуется во время грозы. В области электрического разряда температура составляет $+2000^\circ\text{C}$, и азот, устойчивый при обычных условиях к действию кислорода, реагирует с ним, образуя нитроген(II) оксид, который легко превращается в нитроген(IV) оксид:



Образованного нитроген(IV) оксида не настолько много, чтобы он составлял угрозу здоровью человека. Наибольшее загрязнение воздуха нитроген(IV) оксидом происходит во время сгорания горючего в цилиндрах двигателей автомобилей — образуется NO , а из него — NO_2 .

Понятие о кислотных дождях и причинах их возникновения.

Приходилось ли вам наблюдать, как после долгожданного летнего дождя растения, вместо того чтобы расти и давать урожай, желтеют, вянут и даже погибают (достаточно часто это случается с огурцами)? С большой вероятностью можно утверждать, что дождь был не обычный, а *кислотный*, и нанёс вред растениям. Кислотные дожди повреждают листья, разрушают их защитные восковые покровы, вследствие чего те становятся легкопроницаемыми для насекомых, вредных грибов и микроорганизмов. Кроме растений, кислотные дожди наносят вред животным, водоёмам и почве.

Химический анализ кислотных дождей показывает наличие в их составе сульфатной и нитратной кислот. Появление этих веществ — следствие рассмотренных химических преобразований оксидов Сульфура и Нитрогена в атмосфере.

Кислотный дождь — это дождь, в котором содержится определённое количество кислот, образованных в результате взаимодействия воды с имеющимися в воздухе такими загрязнителями, как оксиды Сульфура и Нитрогена.

Ежегодно в результате сжигания твёрдого топлива, работы двигателей внутреннего сгорания, промышленных выбросов заводов по производству сульфатной и нитратной кислот концентрация этих оксидов в воздухе увеличивается. Поэтому кислотные дожди создают реальную угрозу человеку, растительному и животному миру.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. На примере фосфор(V) оксида охарактеризуйте химические свойства кислотных оксидов. Есть ли среди приведённых вами уравнений реакций окислительно-восстановительные? Ответ мотивируйте.
2. Опишите работу огнетушителя.
3. Что является причиной кислотных дождей? Сделайте вывод, насколько они вредны для здоровья человека.
4. Объясните суть парникового эффекта.
- 5*. Гидраты кислотных оксидов — кислоты — вступают в реакцию нейтрализации с основаниями и образуют соли. Учитывая, что многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, составьте формулы средних и кислых солей сульфатной и ортофосфатной кислот.
- 6*. Используя литературные источники и сеть Интернет, межпредметные связи химии, физики, биологии и географии, подготовьте и презентуйте проект «Глобальное потепление: что за ним кроется».



§ 9. Сульфатная кислота и сульфаты

Сульфатная кислота H_2SO_4 является важнейшей продукцией химической промышленности. Её ежегодное производство составляет около 150 тыс. т, что свидетельствует о широком использовании этого вещества, основанном на его свойствах.

Физические свойства сульфатной кислоты. Сульфатная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость с плотностью $1,838 \text{ г/см}^3$, очень гигроскопична, разъедает бумагу и ткани, вызывает ожог кожи. Работая с её концентрированными растворами, одевают защитные очки. **Внимание!** Во время работы с сульфатной кислотой любой концентрации нужна осторожность. Вы уже знаете, что при растворении сульфатной кислоты в воде раствор разогревается настолько, что



Рис. 25. Исследование теплового эффекта при растворении сульфатной кислоты

может закипеть. Это очень опасно. Поэтому при приготовлении раствора для более равномерного смешивания кислоты с водой её льют в воду, а не наоборот!

Убедиться в том, что растворение сульфатной кислоты — процесс экзотермический, поможет такой *демонстрационный опыт*. Соберём прибор (рис. 25): поместим в стакан закреплённую в лапке штатива пробирку, в которую налито легкокипящее ($t_{\text{кип}} \approx 40^\circ\text{C}$) органическое вещество — диэтиловый эфир. В химический стакан нальём 50 мл воды комнатной температуры. После этого медленно, по стеклянной палочке, время от времени помешивая, вольём в стакан 50 мл концентрированной сульфатной кислоты. Будем наблюдать, как жид-

кость в пробирке закипает и испаряется. Причина этого явления — повышение температуры раствора. Если поднести к отверстию пробирки зажжённую лучинку, пары эфира вспыхнут (рис. 25).

Вспомните физико-химическую суть растворения веществ в воде и объясните, почему раствор сульфатной кислоты разогревается во время его приготовления.

Химические свойства сульфатной кислоты. Разбавленная сульфатная кислота (в разбавленном растворе массовая доля кислоты составляет 10–30 %) проявляет все общие свойства кислот. Она взаимодействует с: 1) *металлами, расположенными в ряде активности до водорода*; 2) *основными и амфотерными оксидами*; 3) *основаниями*; 4) *амфотерными гидроксидами*; 5) *солями*, если во время реакции выделяется газ или выпадает осадок.

На примере цинка и его соединений подтвердите общие химические свойства сульфатной кислоты.

Концентрированная сульфатная кислота — сильный окислитель, который взаимодействует не только с металлами, расположенными в ряде активности металлов до водорода, но и с металлами, расположенными после водорода, обугливает органические вещества, в частности сахар и целлюлозу.

Выполним *демонстрационный опыт*, известный под названием «невидимые чернила», и убедимся в водоотбирающих свойствах концентрированной сульфатной кислоты. Для этого на ватмане на-

пишем разбавленной сульфатной кислотой H_2SO_4 (вместо кисти используя стеклянную палочку) (рис. 26а) и начнём снизу нагревать надпись на умеренном огне, держа бумагу от прямого огня на таком расстоянии, чтобы она не воспламенилась. Через некоторое время надпись станет видимой – буквы приобретут чёрно-серый цвет (рис. 26б).

Объясняется это тем, что при нагревании вследствие испарения воды из раствора концентрация сульфатной кислоты увеличилась настолько, что вещество начало проявлять свои окислительные свойства. Как вам известно из 9 класса, целлюлоза (из неё изготовлен ватман) – природный полимер, состав которого передаётся формулой $(C_6H_{10}O_5)_n$. Концентрированная сульфатная кислота окисляет целлюлозу с образованием углерода (его цвет проявился в надписи) и воды, которая испаряется.

На водоотбирающих свойствах концентрированной сульфатной кислоты основан *демонстрационный опыт* «эскимо на палочке». Для его проведения сахарную пудру $C_{12}H_{22}O_{11}$ смачивают небольшим количеством концентрированной сульфатной кислоты и тщательно перемешивают. Содержимое ёмкости темнеет (обугливается), увеличивается в объёме настолько, что выходит за пределы ёмкости, сохраняя её контуры (рис. 26с, з).



Рис. 26. Окисление органических веществ сульфатной кислотой

В реакциях с металлами окислительные свойства концентрированной сульфатной кислоты проявляются в том, что водород не выделяется, а образуется соль сульфатной кислоты, вода и один из продуктов восстановления Сульфура (рис. 27).

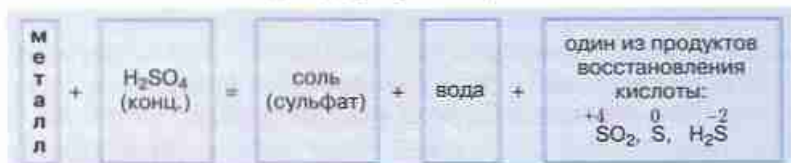


Рис. 27. Схема взаимодействия концентрированной сульфатной кислоты с металлами

Концентрированная сульфатная кислота взаимодействует с медью, продуктом восстановления является сульфур(IV) оксид:



Таким способом добывают сернистый газ в лаборатории.

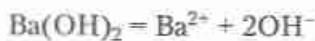
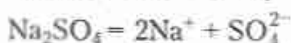
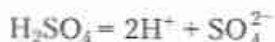
Пользуясь схемой, составьте уравнение реакции цинка с концентрированной сульфатной кислотой, в которой продуктом восстановления является сера.

Качественная реакция на сульфат-ионы. Наличие сульфат-ионов в растворе определяют с помощью катионов Бария.

Используя таблицу растворимости, убедитесь, что среди указанных в ней сульфатов барий сульфат является нерастворимым в воде веществом.

Это свойство барий сульфата используют для качественного выявления сульфат-ионов в растворе.

Проведём *демонстрационный опыт*. В одну пробирку нальём раствор сульфатной кислоты, в другую — раствор натрия сульфата, в третью — раствор купрум(II) сульфата. К одной из них дольём раствор барий нитрата, ко второй — барий гидроксида, к третьей — барий хлорида (рис. 28). В каждой из трёх пробирок, взятых для проведения опыта, образовался одинаковый белый мелкокристаллический осадок. Выясним, почему разные вещества образовали одинаковый осадок. Все реагенты — растворимые в воде вещества, поэтому диссоциировали на ионы:



Из уравнений электролитической диссоциации видим, что растворы в пробирках имели общие анионы SO_4^{2-} , а растворы, добавленные к каждому из них, содержат катионы Ba^{2+} . Как свидетельствует таблица растворимости, катионы Бария с сульфат-анионами образуют нерастворимую соль барий сульфат BaSO_4 .

Напишите молекулярные и полные ионные уравнения реакций, проведённых в этом демонстрационном опыте (во второй и третьей пробирках).

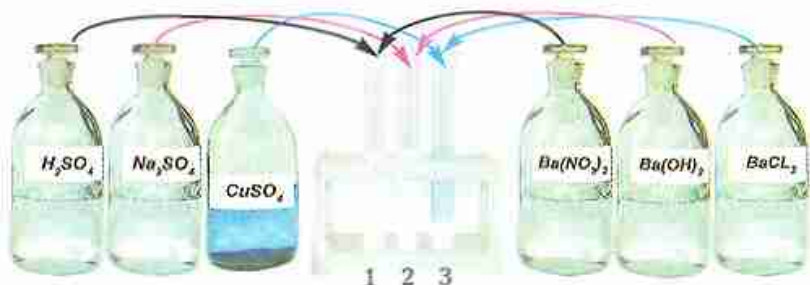
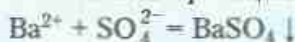


Рис. 28. Качественная реакция на сульфат-ионы

Качественной реакцией на сульфат-анионы является их взаимодействие с катионами Бария (растворимыми в воде соединениями Бария), в результате чего образуется белый мелкокристаллический осадок барий сульфата. Сокращённое ионное уравнение качественной реакции:



Закрепите знания о качественной реакции на сульфат-ионы, выполнив задания лабораторного опыта 5.

Важнейшие природные сульфаты – гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; горькая соль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Как видно из указанных формул, эти вещества – кристаллогидраты, то есть они содержат кристаллизационную воду, которая при нагревании испаряется. На этом свойстве кристаллогидратов основано производство алебаstra $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из природного гипса, который нагревают до $120\text{--}190^\circ\text{C}$, в результате чего он теряет часть воды. При смачивании водой комнатной температуры алебастр легко присоединяет воду и опять превращается в гипс. Это происходит каждый раз при наложении гипсовых повязок на травмированные участки тела, во время изготовления гипсовых изделий художественного и строительного назначения. Глауберову соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ применяют в производстве стекла, соды, красок, в медицине. Горькую соль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ используют в обработке тканей, дублении кожи, изготовлении медицинских препаратов.

Закрепите знания о природных соединениях Сульфура, выполнив задание лабораторного опыта 4.

Применение сульфатной кислоты. Рассмотрите рисунок 29, который отображает применение сульфатной кислоты и даёт возможность понять, почему это вещество называют «хлебом» химической промышленности.



Рис. 29. Схема использования сульфатной кислоты

Наибольшее количество сульфатной кислоты используется в производстве минеральных удобрений, других кислот, сульфатов, органических веществ, очистке нефтепродуктов и т. п.

Охрана окружающей среды от загрязнения выбросами соединений Сульфура. Среди сульфуросодержащих загрязнителей окружающей среды наиболее вредным является сульфур(IV) оксид и гидроген сульфид, или сероводород H_2S . О вредности первого вещества вы узнали в § 8.

Нужно отметить высокую токсичность гидроген сульфида — газообразного вещества с неприятным запахом тухлых яиц (образуется при гниении белка куриного яйца и вызывает его неприятный запах). Физиологическое действие гидроген сульфида проявляется в том, что он блокирует дыхательный центр. Смертельной дозой для человека является вдыхание на протяжении 5–10 минут воздуха, объёмная доля гидроген сульфида в котором составляет 0,08 %.

Загрязняют воздух сульфурсодержащими веществами выбросы нефтеперерабатывающих заводов, тепловые электростанции. Охрана окружающей среды заключается в первую очередь в уменьшении выбросов, а следовательно, в модернизации производства, внедрении технологии замкнутого цикла, когда газы, которые являются отходами названных производств, используют в качестве сырья для других производств. Польза от этого двойная — не загрязняется окружающая среда, а полученная из гидроген сульфидных отходов нефтеперерабатывающей промышленности сульфатная кислота имеет наименьшую стоимость.

Усовершенствованием технологии производства сульфатной кислоты занимался украинский химик *Иван Евграфович Адагуров* (1879–1938).



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 4. Ознакомление с образцами природных соединений Сульфура.

Задание. Ознакомьтесь с выданными вам образцами сульфатов и сульфидов. Исследуйте такие их физические свойства: цвет, растворимость в воде. Используя межпредметные связи с географией, назовите месторождения природных сульфатов и сульфидов в Украине.

Полученные результаты оформите в рабочей тетради в виде таблицы:

Соединение		Агрегатное состояние	Физические свойства		Месторождения в Украине
Название	Формула		Цвет	Растворимость в воде	

Лабораторный опыт 5. Экспериментальное выявление сульфат-ионов.

Задание 1. Проведите качественную реакцию на сульфат-ионы. Налейте в пробирку 1–2 мл раствора сульфатной кислоты, долейте 1 мл раствора барий нитрата или барий хлорида. Наблюдая за произошедшими изменениями, дайте им объяснение. Напишите полное и сокращённое ионные уравнения проведённой реакции.

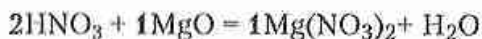
Задание 2. Предложите способ распознавания воды, сульфатной кислоты и раствора натрия сульфата в пробирках без этикеток. Проверьте выдвинутую гипотезу экспериментально. Запишите уравнения проведённых реакций.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Расчётные задачи: вычисление массы (объёма, количества вещества) продукта реакции по массе (объёму, количеству вещества) реагентов, один из которых взят в избытке.

Для проведения химической реакции можно взять любую массу или объём реагентов, но это совсем не означает, что они без остатка превратятся в продукты реакции. Каждый из них прореагирует в количестве, на которое указывают количественные отношения веществ в реакции. Например, взаимодействие нитратной кислоты с магнием оксидом отображает уравнение реакции:



Коэффициенты перед формулами реагентов свидетельствуют о том, что вещества взаимодействуют без остатка, если для проведения реакции нитратную кислоту и магниевый оксид взять в количественном соотношении **2 : 1**. Реагент, количество вещества которого по условию задачи **меньше**, чем в установленном согласно уравнению реакции количественном отношении **2 : 1**, будет находиться в **недостатке** и в реакции расходуется полностью. Второй реагент прореагирует неполностью, и какая-то его часть останется. О таком реагенте говорят, что он взят с **избытком**.

Для решения задачи, в условии которой указаны масса, объём или количество вещества обоих реагентов, необходимо выяснить их количественное соотношение.

И если один из реагентов взят в избытке, то задачу решают, пользуясь данными о находящемся в недостатке веществе.

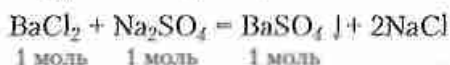
Задача. Вычислить массу осадка, который образуется из барий хлорида массой 41,6 г и натрий сульфата массой 42,6 г.

Решение

1. Запишем сокращённые условия задачи.

<i>Дано:</i>	
$m_{\text{BaCl}_2} = 41,6 \text{ г}$	
$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 42,6 \text{ г}$	
$m_{\text{осадка}} = ?$	

2. Напишем уравнение реакции:



3. Определим по уравнению реакции количественные соотношения реагентов и нерастворимого продукта:



Определим количественные соотношения реагентов по условию задачи. Для этого сначала вычислим количество вещества каждого из реагентов по формуле $v = \frac{m}{M}$:

$$v\text{BaCl}_2 = \frac{41,6}{208} = 0,2 \text{ (моль)}$$

$$v\text{Na}_2\text{SO}_4 = \frac{42,6}{142} = 0,3 \text{ (моль)}$$

$$v\text{BaCl}_2 : v\text{Na}_2\text{SO}_4 = 0,2 : 0,3 = 2 : 3 = 1 : 1,5$$

Как видим, по условию задачи с избытком взята Na_2SO_4 , а BaCl_2 прореагирует полностью. Потому вычисление массы образовавшегося осадка BaSO_4 проводим с использованием данных о BaCl_2 , а не о Na_2SO_4 — веществе, взятом в избытке.

4. Вычисляем количество вещества барий сульфата.

Поскольку количественные соотношения $v\text{BaCl}_2 : v\text{BaSO}_4$ в этой реакции составляют 1 : 1, то:

$$v\text{BaSO}_4 = v\text{BaCl}_2 = 0,2 \text{ моль}$$

5. Вычисляем массу барий сульфата количеством вещества 0,2 моль по формуле:

$$m = v \cdot M$$

$$m\text{BaSO}_4 = 0,2 \text{ моль} \cdot 233 \text{ г/моль} = 46,6 \text{ г}$$

Ответ: масса образовавшегося осадка барий сульфата равна 46,6 г.





Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Выберите правильные утверждения относительно сульфатной кислоты
 - А одноосновная
 - Б двухосновная
 - В сильный электролит
 - Г слабый электролит
 - Д оксигеносодержащая
 - Е безоксигеновая
2. Как можно распознать растворы сульфатной кислоты, аммоний хлорида и аммоний сульфата, которые находятся в пробирках без этикеток? Ответ подтвердите записью молекулярных и ионных уравнений реакций.
3. С каким из перечисленных веществ взаимодействует разбавленная сульфатная кислота: железо, купрум(II) оксид, медь, натрий гидроксид, нитратная кислота, кальций карбонат, азот(II) оксид? Напишите молекулярные уравнения реакций, укажите их типы.
- 4*. Предложите способ распознавания концентрированной и разбавленной сульфатной кислоты, находящихся в банках без этикеток. Мотивируйте его.
- 5*. Вычислите массовую долю кристаллизационной воды в горькой соли.
- 6*. Вычислите массу аммоний сульфата, который образуется при пропускании через раствор сульфатной кислоты массой 200 г с массовой долей растворённого вещества 9,8 % аммониака объёмом 11,2 л (н. у.).

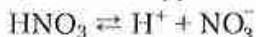


§ 10. Нитратная кислота и нитраты

Как и сульфатная, нитратная кислота HNO_3 принадлежит к основным продуктам химической промышленности.

Физические свойства нитратной кислоты. Нитратная кислота — бесцветная жидкость с плотностью $1,51 \text{ г/см}^3$ и резким характерным запахом. При хранении на свету приобретает бурый цвет вследствие разложения с выделением азот(IV) оксида. Стойкой в хранении является нитратная кислота с массовой долей растворённого вещества 60–68 %. В случае попадания на кожу вызывает ожоги, образование жёлтых пятен (вспомните цветные реакции на белки). **Внимание!** Обращаться с нитратной кислотой нужно осторожно.

Химические свойства нитратной кислоты. Нитратная кислота — сильный электролит, диссоциирующий на ионы:



Как и все кислоты, нитратная кислота взаимодействует с: 1) *металлами*; 2) *основными и амфотерными оксидами*; 3) *основаниями*; 4) *амфотерными гидроксидами*; 5) *солями*, если во время реакции выделяется газ. Однако её взаимодействие с металлами отличается от общих свойств кислот, а является подобным взаимодействию с ними концентрированной сульфатной кислоты, то есть происходит образование соли, воды и одного из продуктов восстановления кислоты (рис. 30).



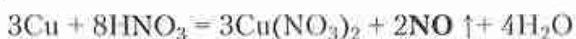
Рис. 30. Схема взаимодействия нитратной кислоты с металлами

Концентрированная нитратная кислота при нагревании взаимодействует с большинством металлов, кроме золота, платины и некоторых других. На холоде часть металлов, в частности железо и хром, не взаимодействуют с нитратной кислотой.

Концентрированная нитратная кислота в реакциях с металлами и неметаллами восстанавливается до диоксида азота NO₂:



В реакциях разбавленной нитратной кислоты с металлами имеет значение активность металла и массовая доля кислоты в растворе, однако чаще всего происходит восстановление до диоксида азота NO:



Взаимодействие нитратной кислоты с основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами и солями происходит так же, как и у других кислот.

Напишите уравнения реакций нитратной кислоты с оксидом, гидроксидом и солью Магния (учтите, что соль должна быть образована кислотой слабым электролитом, например карбонатной).

Ещё об одном свойстве нитратной кислоты — разлагаться на свету или при нагревании — мы уже вспоминали. Оно описывается таким уравнением:



Изучая в 11 классе свойства органических соединений, вы узнаете также о взаимодействии нитратной кислоты с органическими веществами.

Применение нитратной кислоты показано на рисунке 31.

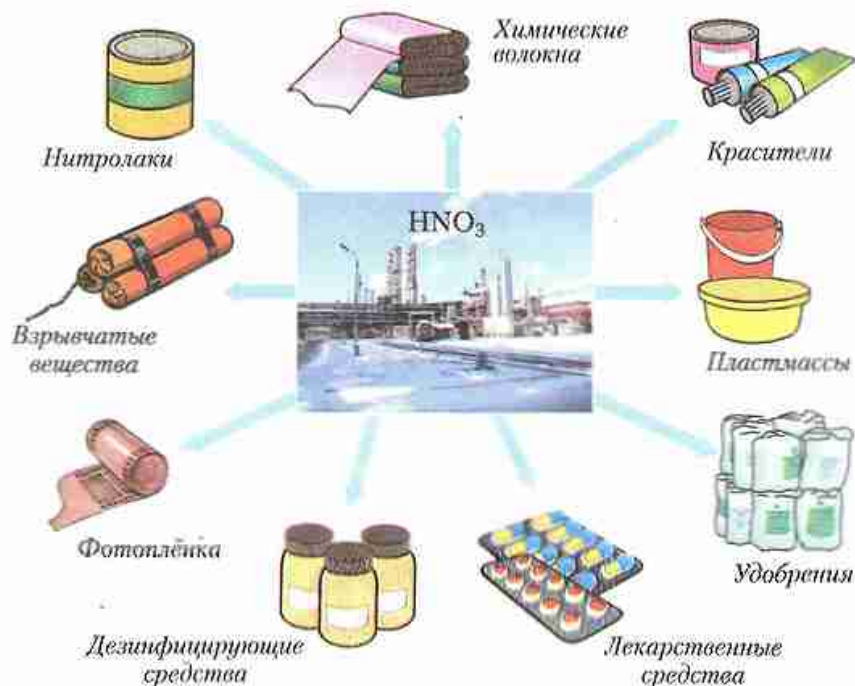


Рис. 31. Схема применения нитратной кислоты

Весомый вклад в развитие технологии производства нитратной кислоты из азота воздуха сделал украинский химик доктор технических наук, профессор *Василий Иванович Атрощенко* (1906–1991).

Нитраты. В соответствии с названием нитрат-иона, который образуется при диссоциации нитратной кислоты, её соли называют **нитратами**. Нитраты Калия, Натрия, аммония, Кальция называют ещё **селитрами**, например: KNO_3 — калий нитрат, или калиевая

селитра, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — кальций нитрат, или кальциевая селитра. Селитры легко разлагаются при нагревании с выделением кислорода:



Это их свойство применяют в пиротехнике. Однако основное назначение солей нитратной кислоты — обогащать землю нитрогеносодержащими соединениями, которые хорошо известны в сельском хозяйстве как минеральные удобрения, в частности, аммонийная, натриевая и калиевая селитры. Чтобы детальнее ознакомиться со свойствами нитратов и солей аммония, выполните *лабораторный опыт 6*.

Рассмотрите таблицу растворимости и убедитесь, что среди нитратов не существует нерастворимых веществ.

Все соли нитратной кислоты хорошо растворяются в воде и являются сильными электролитами.

Распространение нитратов в природе. Вследствие высокой растворимости в воде нитраты редко образуют залежи. Крупное месторождение натриевой селитры образовалось на американском континенте в Чили, поэтому за этим веществом закрепилось название *чилийская селитра*. Небольшие количества солей нитратной кислоты появляются в почве из-за деятельности нитрифицирующих бактерий, которые связывают свободный азот воздуха, образуя нитрогеносодержащие соединения.

Проблема содержания нитратов в пищевых продуктах. Для человека, масса тела которого 60 кг, предельно допустимая суточная норма нитратов составляет 0,76 мг на 1 кг массы. В пределах допустимых норм нитраты не наносят ощутимого вреда здоровью человека.

Исходя из массы собственного тела, вычислите вашу предельно допустимую норму суточного потребления нитратов.

Однако избыточное использование нитратов как минеральных удобрений и как пищевых добавок, которые придают мясным изделиям цвет натурального мяса, продлевают срок хранения мясных изделий и сыра, создаёт опасность превышения предельно допустимых норм их суточного потребления. Следствием этого может быть токсичное действие нитратов на организм человека. Оно заключается в развитии гипоксии — кислородного голодания тканей, а также угнетении действия ферментов, которые катализируют процессы тканевого дыхания. Симптомами отравления являются тошнота, рвота, посинение кожного покрова тела и слизистой оболочки рта, которые появляются через 4–6 ч после принятия пищи с высоким содержанием нитратов. Особенно опасны нитраты для детского организма.

Овощи и молоко содержат гораздо больше нитратов, чем мясо. Меры предосторожности, к которым следует прибегать для избежания отравления имеющимися в продуктах питания нитратами, такие:

- 1) соблюдение правил агротехники выращивания сельскохозяйственных культур;
- 2) потребление воды и молока, прошедших анализ на содержание в них нитратов;
- 3) ограниченное потребление овощных культур, выращенных в теплицах;
- 4) соблюдение рекомендаций относительно уменьшения содержания нитратов в процессе приготовления овощных блюд.

▶ Используя дополнительную литературу, подготовьте памятку «Как в домашних условиях уменьшить содержание нитратов в продуктах питания».



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 6. Ознакомление с образцами нитратов и солей аммония.

Ознакомьтесь с выданными вам образцами солей нитратной кислоты и аммония. В ходе опыта выясните:

- а) какой цвет имеют соли нитратной кислоты и аммония;
- б) к каким веществам — хорошо растворимым или плохо растворимым в воде — принадлежат соли нитратной кислоты и аммония;
- в) имеют ли запах соли нитратной кислоты и аммония.

Полученные результаты запишите в рабочую тетрадь в виде таблицы:

Соль		Физические свойства		
Название	Формула	Цвет	Растворимость в воде	Запах



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Ортофосфатная кислота. Элементом-соседом Нитрогена по подгруппе является **Фосфор**. Имея на внешнем энергетическом уровне пять электронов и свободные энергетические ячейки на *d*-подуровне, атом Фосфора переходит в возбужденное состояние, чем обеспечивает образование оксида и кислот со степенью окисления Фосфора +5, например: фосфор(V) оксид P_2O_5 , метафосфат-

ная кислота HPO_3 , ортофосфатная кислота H_3PO_4 . Ортофосфатную кислоту и её соли применяют чаще, чем метафосфатную. В природе ортофосфаты встречаются в составе горных пород *фосфоритов* и *апатитов*, из них получают кислоту, подвергая сырьё обработке сульфатной кислотой:



Ортофосфатная кислота H_3PO_4 – твёрдое, хорошо растворимое в воде, неядовитое вещество, электролит средней силы. Применяют в производстве удобрений, эмалей, замазок для склеивания фарфора, в фармацевтической и пищевой промышленности.

Ортофосфатная кислота является трёхосновной, она диссоциирует ступенчато и образует три вида анионов:



Напишите формулы средней и кислых солей Бария и ортофосфатной кислоты.

Ввиду возможности образования солей ортофосфатной кислоты с кислотным остатком разного состава, при решении задач, по условиям которых одно из веществ взято в избытке, нужно рассматривать количественные соотношения в трёх уравнениях.

Задача. Вычислить массу соли, которая образуется в реакции ортофосфатной кислоты количеством вещества 0,1 моль и калий гидроксидом массой 11,2 г.

Решение

1. Запишем сокращённые условия задачи.

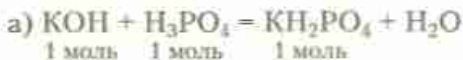
Дано:

$$n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,1 \text{ моль}$$

$$m_{\text{KOH}} = 11,2 \text{ г}$$

$$m_{\text{соли}} = ?$$

2. Запишем уравнения возможных реакций и рассмотрим количественные соотношения веществ в них:



По уравнению а) $\nu_{\text{KOH}} : \nu_{\text{KH}_2\text{PO}_4} = 1 : 1$

По уравнению б) $\nu_{\text{KOH}} : \nu_{\text{K}_2\text{HPO}_4} = 2 : 1$

По уравнению в) $\nu_{\text{KOH}} : \nu_{\text{K}_3\text{PO}_4} = 3 : 1$

3. Рассмотрим количественные соотношения веществ по условию задачи. Сначала по формуле $\nu = \frac{m}{M}$ вычислим количество вещества калий гидроксида:

$$\nu_{\text{KOH}} = 11,2 \text{ г} : 56 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}$$

Согласно условию задачи $\nu_{\text{KOH}} : \nu_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,2 : 0,1$, или $2 : 1$

Из возможных уравнений реакций в количественном соотношении $2 : 1$ (без остатка!) вещества взаимодействуют по уравнению б) с образованием кислой соли калий гидрогенортофосфата. Поэтому последующие вычисления будем осуществлять по этому уравнению.

4. Вычислим количество вещества калий гидрогенортофосфата:

$$\nu_{\text{K}_2\text{HPO}_4} = \nu_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,1 \text{ моль}$$

По известному количеству вещества вычисляем массу образовавшейся соли:

$$m_{\text{K}_2\text{HPO}_4} = \nu \cdot M = 0,1 \cdot 174 = 17,4 \text{ (г)}$$

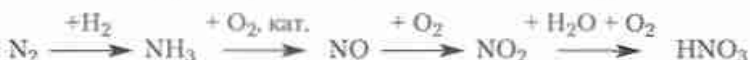
Ответ: вещества прореагировали без остатка, образовалась кислая соль калий гидрогенортофосфат массой 17,4 г.





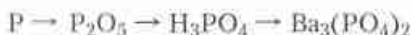
Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Химизм производства нитратной кислоты отображает схема:



Напишите по схеме молекулярные уравнения реакций. Будут ли эти реакции окислительно-восстановительными?

2. Генетическую связь фосфора и его соединений отображает схема:



Подтвердите её записью молекулярных уравнений реакций, последнее уравнение рассмотрите в ионно-молекулярной форме.

3. Приведите примеры использования нитратной кислоты и нитратов.

4. Оцените влияние нитратов на здоровье человека, приведите примеры цепочки питания, по которой нитраты могут попасть в организм человека.

5*. Вычислите, хватит ли меди массой 32 г для получения купрум(II) нитрата, если для реакции использовать концентрированную нитратную кислоту массой 600 г с массовой долей растворённого вещества 50 %.

6*. Какая соль образуется в результате взаимодействия раствора натрия гидроксида массой 50 г с массовой долей щёлочи 16 % и раствора ортофосфатной кислоты массой 200 г с массовой долей растворённого вещества 9,8 %?



§ 11. Общие сведения о минеральных удобрениях

Изучая природоведение, вы узнали о существовании удобрений — веществ или их смесей, которые обогащают почву питательными веществами, способствуют получению высоких урожаев.

Удобрения — это вещества или смеси веществ, которые содержат химические элементы, необходимые для роста и развития растений. Удобрения вносят в почву для увеличения урожайности сельскохозяйственных культур и повышения их стойкости к неблагоприятным климатическим условиям.

В растительных организмах насчитывается около 70 химических элементов (их ещё называют *элементами питания* растений).



Рис. 32. Внешние признаки достаточного обеспечения Нитрогеном (а, в) и недостатка Нитрогена (б, г) в листьях табака и картофеля



Рис. 33. Внешние признаки недостатка Фосфора

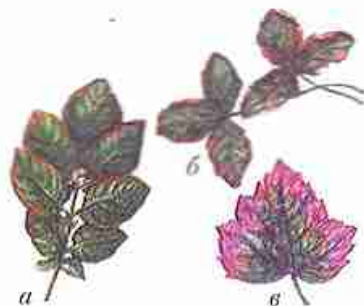


Рис. 34. Внешние признаки недостатка Калия в листьях: картофеля (а), клевера (б), чёрной смородины (в)

Такие элементы, как Нитроген, Калий, Фосфор поступают в растения из почвы в наибольшем количестве. Без Нитрогена не могут образовываться белковые молекулы, без Фосфора — нуклеиновые кислоты, витамины. Благодаря Калию ускоряется фотосинтез, улучшается накопление сахарозы в сахарной свёкле и крахмала в картофеле, укрепляются стебли злаковых растений.

Внешними признаками недостатка Нитрогена являются мелколистность, замедление роста растений, ослабленное образование боковых побегов и корней. Листья приобретают бледно-зелёный цвет, начинают отмирать (рис. 32).

Недостаток Фосфора проявляется изменением зелёной окраски листьев на синевато-зелёную с бронзовым оттенком, они становятся мелкими и узкими (рис. 33). Кроме этого, замедляется рост растений и дозревание урожая.

Из-за недостатка Калия у растений желтеют листья, пожелтение начинается с краев, которые впоследствии становятся бурными, замедляется растягивание и рост клеток (рис. 34).

Для восстановления содержания этих элементов в почве естественным способом нужно длительное время, поэтому без дополнительного внесения удобрений урожай из года в год неизбежно снижается. Чтобы предотвратить это, изготовляют и вносят в почву минеральные и органические удобрения. Подсчитано, что в условиях Украины 1 грн, затраченная на производство удобрений, даёт в среднем 2–3 грн прибыли.



Рис. 35. Склад с минеральными удобрениями

В химической промышленности производят различные удобрения (рис. 35).

▶ Рассмотрите рисунок 36 и ознакомьтесь с классификацией удобрений по происхождению и содержанию питательных веществ.

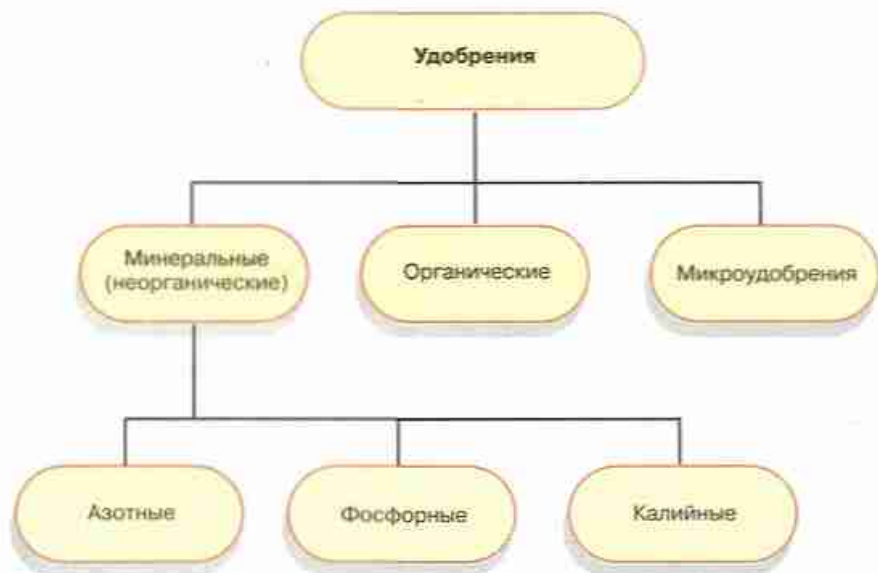


Рис. 36. Схема классификации удобрений

Из биологии вам известно, что растения усваивают вещества из почвы только в растворённом состоянии. Под воздействием полярных молекул воды происходит электролитическая диссоциация соединений, которые входят в состав минеральных удобрений, на

соответствующие ионы. В дальнейшем они всасываются корневой системой и транспортируются по стеблю ко всем органам растений.

Ионы, в составе которых элемент питания поступает в растительный организм, получили название *форма усвоения удобрений*. Формами усвоения Нитрогена являются катионы NH_4^+ и анионы NO_3^- , Калия – катионы K^+ , Фосфора – анионы H_2PO_4^- .

Действующее (питательное) вещество в удобрении. Сразу отметим, что питательное вещество и форма усвоения удобрений – разные понятия.

Действующее вещество – это общепринятая характеристика удобрений, которую используют при сравнении удобрений в расчётах нормы их внесения в почву.

Для азотных удобрений действующим веществом выбран *Нитроген*, для калийных – *калий оксид*, для фосфорных – *фосфор(V) оксид*. Содержание действующего вещества вычисляют, исходя из формулы удобрения. Например, чтобы вычислить содержание действующего вещества в азотном удобрении аммоний сульфате, нужно вычислить массовую долю элемента Нитрогена в этом соединении:

$$\omega(\text{N}) = \frac{2A_r\text{N}}{M_r(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 0,2121, \text{ или } 21,21\%$$

Соответственно, содержание действующего вещества калий оксида в калийных удобрениях вычисляют по формуле: $\omega(\text{K}_2\text{O}) = \frac{M_r\text{K}_2\text{O}}{2M_r \text{ удобрения}}$, а содержание фосфор(V) оксида в фосфорных удобрениях – по формуле: $\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{M_r\text{P}_2\text{O}_5}{M_r \text{ удобрения}}$.

▶ Вычислите содержание действующих веществ в калийном удобрении калий нитрате и фосфорном удобрении двойном суперфосфате, формула которого $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Удобрения всегда содержат определённую часть примесей, поэтому в действительности содержание питательного вещества несколько меньше вычисленного теоретически.

Примеры удобрений и их отдельные характеристики приведены в таблице 5.

Таблица 5

Минеральные удобрения

	Название	Формула	Физические характеристики
АЗОТНЫЕ	Калийная селитра	KNO_3	Бесцветная, кристаллическая, негигроскопична
	Аммонийная селитра	NH_4NO_3	Белого или желтоватого цвета, гигроскопична, при высушивании образует комки, может взрываться и разлагаться с выделением аммиака
	Кальциевая селитра	$Ca(NO_3)_2$	Гранулы серого цвета, хорошо растворяются в воде, слеживаются, имеют высокую гигроскопичность
	Натриевая селитра	$NaNO_3$	Белого или желтоватого цвета, гигроскопична, слеживается
	Аммоний хлорид	NH_4Cl	Белого или желтоватого цвета, малогигроскопичный
	Аммоний сульфат	$(NH_4)_2SO_4$	Белого цвета (из-за имеющихся примесей может быть серого или зеленоватого), кристаллический, малогигроскопичный
	Аммониацная вода	$NH_3 \cdot H_2O$	Жидкость с резким запахом аммиака
ФОСФОРНЫЕ	Простой суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$	Порошок или гранулы серого цвета, слегка слеживается, плохо растворимый в воде
	Двойной суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$	Внешне напоминает простой суперфосфат, имеет хорошую растворимость в воде
	Преципитат	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$	Серое, светло-серое вещество, плохо растворяется в воде, не слеживается

	Название	Формула	Физические характеристики
	Фосфоритная мука	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Порошок серого или бурого цвета, изготовленный размалыванием природных фосфоритов
	Аммофос	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	Порошок белого (из-за имеющихся примесей – серого) цвета, кристаллический, негигроскопичный
КАЛИЙНЫЕ	Калий хлорид	KCl	Белое мелкокристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, негигроскопичное, при хранении сильно слеживается, поэтому выпускают в гранулированной форме
	Каинит	$\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$	Кристаллическое вещество светло-серого или серого цвета
	Сильвинит	$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$	Кристаллическое вещество розового цвета, малогигроскопичное, хорошо растворяется в воде
	Калий сульфат	K_2SO_4	Белые кристаллы, хорошо растворяются в воде, негигроскопичны
	Поташ	K_2CO_3	Мелкокристаллический белый порошок имеет высокую гигроскопичность
	Калийная соль	KCl + примеси NaCl	Гигроскопична, слеживается

Выполните лабораторный опыт 7 и убедитесь в физических свойствах удобрений, указанных в таблице.

Роль химии в решении продовольственной проблемы. В настоящее время производство продуктов питания, в частности растительного происхождения, бесконтрольно всё человечество. С годами посевных площадей становится всё меньше и меньше, а имеющиеся обедняются по содержанию элементов питания. Выходу из такой критической

ситуации способствует рациональное использование удобрений. В индивидуальных хозяйствах преимущественно используют органическое удобрение — *веревной*, в коллективных — *исорганические удобрения*. Чаще всего удобрения вносят в почву во время пахоты, хотя практикуется и прикорневая подкормка в период активной вегетации.

Комнатные растения подкармливают раствором специально подобранной смеси удобрений весной и в начале лета. Чтобы удобрения приносили наибольшую пользу, нужно знать, когда и какие удобрения лучше всего использовать, какой способ внесения избрать, как согласовать время внесения удобрения с погодными условиями и многое другое. Это является предметом исследования *агрохимии*.

Агрохимия — наука, которая изучает взаимосвязанные химические и биологические процессы в почве и растениях, разрабатывает способы повышения урожайности сельскохозяйственных культур.

В 8 классе вы узнали, что выдающийся российский учёный Д. И. Менделеев не только открыл периодический закон и предложил его графическое выражение в виде периодической системы, но и внёс весомый вклад в развитие разных отраслей науки, промышленности, сельского хозяйства. Его достижениями в агрохимии стали разработки методов добывания минеральных удобрений и химического анализа почвы.

Фундаментальные исследования питания растений и применения удобрений, которые являются общепризнанными в агрохимии инискали мировое признание, осуществил российский учёный Д. Н. Прянишников.

Дмитрий Николаевич Прянишников (1865–1948) — учёник и последователь К. А. Тимирязева, автор свыше 550 научных трудов, среди которых основными являются труды по научным основам питания растений. Был одним из организаторов научно-исследовательского института, который в настоящее время имеет название Научно-исследовательский институт агрохимии имени Д. Н. Прянишникова. Ему принадлежат теория азотного питания растений, схема превращения нитрогеносодержащих веществ в растениях, апробация разных видов удобрений в основных аграрных районах бывшего СССР, в частности Украины. Учёный исследовал известкование кислых почв, гипсование солончаков, применение



Дмитрий Прянишников

органических удобрений, усовершенствовал методы изучения питания растений, анализа растений и почв. Вклад Д. Н. Прянишникова в науку был оценён высокими государственными наградами СССР.

Производство удобрений в Украине. В нашей стране больше всего производят азотных удобрений. Как сырьё используют азот, который входит в состав воздуха.

Повторите свойства соединений Нитрогена и напишите уравнения реакций, с помощью которых производят азотные удобрения, если схема их производства такова:

азот → аммиак → нитроген(II) оксид → нитроген(IV) оксид → нитратная кислота → калий нитрат (натрий нитрат, аммоний нитрат).

Примером того, как отходы одного производства можно использовать для получения ценной продукции, является производство азотных удобрений из аммиачной воды, образуемой при коксовании угля. Производство азотных удобрений сосредоточено на Донбассе и в Приднепровье. Сырьём для производства калийных удобрений являются природные калиевые соли отечественных месторождений. Промышленное производство калийных удобрений сконцентрировано в Западной Украине, поскольку там наибольшие месторождения калийных солей: Калушско-Глинское, Стебницкое и Бориславское. Добывают калийные соли и на Донбассе, вблизи городов Славянска и Артёмовска.

Производство фосфорных удобрений основывается преимущественно на импортированных из России фосфоритах. Заводы построены в Сумах, Константиновке, Одессе. Фосфорные удобрения также производят предприятия чёрной и цветной металлургии, в частности завод «Азовсталь» (г. Мариуполь).

Украина производит минеральные удобрения не только для нужд отечественного сельского хозяйства, но и экспортирует их за границу.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 7. Ознакомление с образцами азотных, фосфорных и калийных удобрений.

Задание 1. Ознакомьтесь с образцами выданных вам неорганических удобрений, разделите их на группы: азотные, калийные, фосфорные.

Задание 2. Исследуйте растворимость выданных вам образцов удобрений при комнатной температуре.

Чтобы выполнить это задание, взвесьте одинаковые порции удобрений, поместите их в одинаковые объёмы воды, пе-

ремешайте стеклянными палочками каждую из смесей и зафиксируйте, какое удобрение растворилось быстрее всего, какое — медленнее, а какое — неполностью. Сделайте вывод о растворимости выданных вам образцов удобрений.

Задание 3. Названия, формулы веществ и некоторые их физические характеристики запишите в рабочую тетрадь в виде таблицы, классифицировав удобрения по имеющимся элементам питания:

Название	Формула	Агрегатное состояние	Цвет	Растворимость в воде	Запах

Задание 4. Выясните, есть ли среди рассмотренных вами образцов сложные удобрения (несколько элементов питания в составе одного соединения).

Задание 5. Если удобрений с одним и тем же питательным веществом два или больше, вычислите, где содержание питательного вещества наибольшее, и сделайте вывод, какому из удобрений отдано предпочтение.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

По наличию питательных веществ удобрения делятся на **простые** (содержат один питательный элемент) и **комплексные** (содержат несколько питательных элементов).

Промышленность выпускает полные комплексные удобрения (содержат элементы Nitrogen, Фосфор, Калий) и неполные (содержат два питательных элемента — преимущественно Nitrogen и Фосфор).

В зависимости от способа получения комплексные удобрения бывают **сложными** и **сложносмешанными**.

Сложные удобрения содержат несколько питательных элементов в составе одного химического соединения: аммофос $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, калийная селитра KNO_3 и др.

К **сложносмешанным**, или **комбинированным**, удобрениям относятся комплексные удобрения, полученные в едином технологическом цикле, которые содержат два или три основных элемента питания в одной грануле.

Часто на основе простых удобрений изготавливают **смешанные** — смеси некоторых простых удобрений.

которые можно смешивать для эффективности их действия. Для изготовления таких удобрений разработаны схемы смешиваний. Преимущество смешанных удобрений над сложными и сложносмешанными, имеющими постоянный состав, состоит в том, что во время их изготовления можно изменять, в зависимости от необходимости, содержание того или иного элемента питания. В современном сельском хозяйстве преимущество отдают использованию комплексных удобрений, обогащённых микроэлементами.

Из природоведения и биологии вы знаете, что к основным сельскохозяйственным культурам в Украине принадлежат зерновые и овощные культуры, сахарная свёкла. Чтобы иметь стабильно высокие урожаи этих и других культур, азотные удобрения вносят из расчёта от 30 до 180 кг Нитрогена на 1 га, фосфорные — 45–90 кг P_2O_5 на 1 га, калийные — 45–60 кг K_2O на 1 га. Эти общие нормы изменяются в зависимости от почвенно-климатических условий и выращиваемых сельскохозяйственных культур.

Если вы проживаете в сельской местности, выясните, какую площадь занимают сельскохозяйственные культуры одного из коллективных хозяйств, и вычислите ежегодную его потребность в минеральных удобрениях (в расчёте на действующие вещества и конкретное удобрение).



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Дайте определение минеральным удобрениям, приведите примеры.
2. Обоснуйте роль химических удобрений как источников минерального питания растений.
3. В каком из азотных удобрений — аммонийной селитре или кальциевой селитре — содержится больше питательного вещества?
4. Как вы считаете, почему для хлеборобов важно знать о гигроскопичности удобрения?
- 5*. В составе малых учебных групп оцените значение производства и рационального использования удобрений для решения продовольственной проблемы, выполнив учебный проект по теме «Минеральные удобрения: положительные и отрицательные последствия применения».
- 6*. Если вы увлекаетесь выращиванием комнатных растений, выясните по разным информационным источникам, какими удобрениями и когда нужно подкармливать ваши растения. Рассчитайте нормы их питания.



§ 12. Карбонатная кислота. Соли карбонатной кислоты, их распространение и применение

Как отмечалось в § 8, после пропускания углекислого газа через воду индикаторы указывают на появление в растворе кислой среды, поскольку карбон(IV) оксид является кислотным оксидом и с водой образует карбонатную кислоту H_2CO_3 . В отличие от сульфатной или нитратной карбонатная кислота слабая и неустойчивая, существует лишь в разбавленном растворе, выделить из которого её невозможно, потому что при нагревании кислота разлагается на воду и углекислый газ. Рассмотренные химические явления отображает уравнение обратимой реакции:

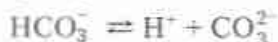
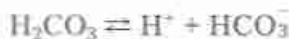


▶ Помните, что в уравнениях обратимых реакций означают записи в левой и правой частях.

Эта же реакция происходит во время насыщения напитков углекислым газом, поэтому, употребляя их, мы чувствуем кислый привкус.

Химические свойства карбонатной кислоты и карбонатов

1. Электролитическая диссоциация. Изменение цвета индикатора после пропускания углекислого газа через воду свидетельствует о появлении катионов Гидрогена. Карбонатная кислота является слабым электролитом, в растворе диссоциирует на катионы Гидрогена и карбонат-анионы CO_3^{2-} , а также гидрогенкарбонат-анионы HCO_3^- :



В соответствии с этим двухосновная карбонатная кислота образует кислые соли – *гидрогенкарбонаты* и средние – *карбонаты*. Вам хорошо известны примеры этих солей. Так, кальций карбонат CaCO_3 является основной составляющей мела и мрамора, а питьевая сода – не что иное, как натрий гидрогенкарбонат NaHCO_3 .

▶ По таблице растворимости кислот, оснований и солей выясните растворимость карбонатов в воде, приведите два примера уравнений электролитической диссоциации карбонатов.

2. Взаимодействие солей карбонатной кислоты с кислотами. Общим свойством солей карбонатной кислоты (средних и кислых, растворимых и нерастворимых в воде) является взаимодейст-

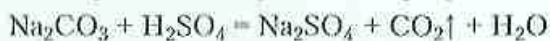
твие с кислотами. Реакция сопровождается выделением углекислого газа. Вспомните, что во время выпекания многих хлебобулочных изделий в тесто добавляют питьевую соду, которую «гасят» уксусной кислотой:



Из приведённого примера видно, насколько слабой является карбоновая кислота, если даже слабый электролит уксусная кислота взаимодействует с её солями.

Взаимодействие карбонатов с кислотами используют в химических пенных огнетушителях.

Принцип действия химического пенного огнетушителя заключается в том, что в результате взаимодействия карбоната (гидрогенкарбоната) с сильной кислотой (например, сульфатной) образуется неустойчивая карбоновая кислота, которая сразу разлагается на углекислый газ и воду. Оба этих вещества не горят, поэтому их используют в пожаротушении.

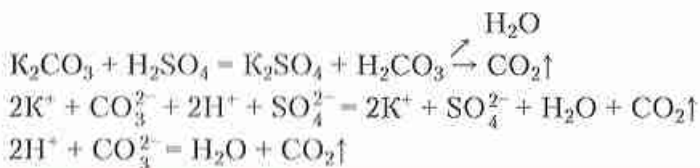


Качественная реакция на карбонат-ион CO_3^{2-} . Карбонат-анионы распознают с помощью кислот. Реакция сопровождается активным выделением углекислого газа. Убедиться, что выделяется именно углекислый газ, а не какой-либо другой, можно двумя способами: 1) поднести зажжённую спичку, и она быстро погаснет; 2) пропустить газ в раствор кальция гидроксида (известковую воду) и наблюдать образование белого осадка.

Как пример, рассмотрим взаимодействие калий карбоната с сульфатной кислотой (рис. 37).



Рис. 37. Качественная реакция на карбонаты



Качественной реакцией на соли карбонатной кислоты (карбонат-анионы) является их взаимодействие с растворами кислот. Реакция сопровождается выделением углекислого газа, который определяют с помощью зажжённой спички или известковой воды. Сокращённое ионное уравнение качественной реакции имеет такой вид:



3. Разложение солей карбонатной кислоты при нагревании. Нерастворимые карбонаты, а также гидрогенкарбонаты при нагревании разлагаются:



В соответствии с первой реакцией в промышленности добывают кальций оксид (негашёную известь) CaO.

Растворимые в воде карбонаты стойкие к разложению.

Убедитесь в свойствах карбонатов, выполнив *лабораторный опыт 8*.

Распространение солей карбонатной кислоты в природе. Карбонаты существуют в природе преимущественно в виде кальций карбоната CaCO₃ — одного из самых распространённых на Земле неорганических соединений. Так, *мел, мрамор, известняки, ракушечник* — всё это кальций карбонат с небольшим содержанием некарбонатных примесей. Чистый кальций карбонат встречается в природе в виде

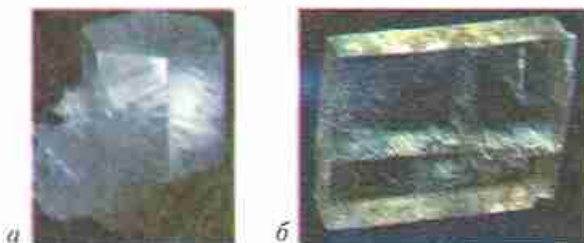


Рис. 38. Минералы: кальцит (а); исландский шпат (б)



Рис. 39. Образец известняка

минерала кальцита (рис. 38а). Исландский шпат — кальций карбонат высокой чистоты (рис. 38б) — применяют в оптике.

Среди карбонатов больше всего используется известняк (рис. 39).

Известняки разных месторождений отличаются количеством примесей, вследствие чего имеют разный цвет — от белого или светло-жёлтого до тёмного. Их используют в металлургии, о чём вы узнаете в следующей

теме, как строительный материал и в производстве стекла, цемента, кальций карбида, негашёной и гашёной извести и т. п. Известняками укрепляют дороги, известкуют кислые почвы. Знаменитые одесские



а



б

Рис. 40. Образец ракушечника (а) и его залежи (б)



Рис. 41. Залежи мела

катакомбы — это заброшенные каменоломни, в которых добывали ракушечник (рис. 40) — известняк органического происхождения.

К карбонатам органического происхождения относится также кальций карбонат, входящий в состав костей человека и животных.

Мел (рис. 41) используют в бумажной и резиновой промышленности как наполнитель, в строительстве и во время ремонта помещений. Конечно же, вам известно, что он входит

в состав зубного порошка, им делают записи на классной доске. Украинской традицией является побелка мелом стен в доме. Дом от этого имеет нарядный привлекательный вид, а проживание в таком помещении — экологически безопасное и полезное для здоровья.

Природных запасов **мрамора** (рис. 42а) значительно меньше, чем известняка и мела. Цвет мрамора — белый, однако наличие разных примесей придаёт ему разный оттенок. В строительстве его используют как облицовочный материал (рис. 42б) Из мрамора изготавливают скульптуры (рис. 42в).



Рис. 42. Образец мрамора (а) и изделия из него: вестибюль станции метрополитена, облицованный мрамором (б); скульптура (в)

Кроме карбонатов Кальция, в природе существуют карбонаты Магния (доломит $MgCO_3 \cdot CaCO_3$) (рис. 43а), Купрума (малахит $Cu_2(OH)_2CO_3$ (рис. 43б), Феррума (сидерит $FeCO_3$) (рис. 43в), и некоторые другие.



Рис. 43. Образцы карбонатов: Магния — доломит (а); Купрума — малахит (б); Феррума — сидерит (в)

Добывание углекислого газа из солей карбонатной кислоты и его превращения в кальций карбонат и кальций гидрогенкарбонат. В лаборатории нерастворимый в воде кальций карбонат используют с целью получения углекислого газа. Для этого лучше всего подходит мрамор, поскольку он плотнее мела и реакция протекает медленнее. Выполним *демонстрационный опыт*.

Добудем карбон(IV) оксид в приборе для получения газов (рис. 44) из кальций карбоната и кислоты. Не прекращая взаимодействие, продолжим исследование свойств углекислого газа и карбонатов. С этой целью в химический стакан с известковой водой опустим конец газоотводной трубки прибора для получения газов. Будем наблюдать, как достаточно быстро появится помутнение, поскольку продукт взаимодействия кальций гидроксида с углекислым газом – кальций карбонат – нерастворимый в воде:



Продолжим пропускать углекислый газ в образованную суспензию из кальций карбоната и воды и через некоторое время увидим, что осадок исчез, раствор в химическом стакане опять стал прозрачным. Объясняется это тем, что нерастворимая средняя соль кальций карбонат превратилась в кислую соль кальций гидрогенкарбонат $\text{Ca(HCO}_3)_2$, которая растворима в воде:



В случае избытка углекислого газа при наличии воды карбонаты превращаются в гидрогенкарбонаты.

Если полученный раствор кальций гидрогенкарбоната прокипятить, то опять выпадет осадок кальций карбоната:



В проведённом опыте мы смоделировали взаимопревращения солей карбонатной кислоты, которые имеют место в природе и приводят к разрушению горных пород, образованию пещер и т. п.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 8. Исследование свойств карбонатов.

Для проведения опыта вам понадобятся: кальций карбонат (мрамор или мел), раствор одного из карбонатов,

химические стаканы, вода, разбавленная хлоридная или нитратная кислота, известковая вода, спички, стеклянные палочки, пробирки, штатив, прибор для получения газов, шпатель, пинцет.

Задание 1. Рассмотрите коллекцию карбонатов, обратите внимание на их цвет, выясните растворимость в воде. Выявленные вами физические свойства карбонатов запишите в рабочую тетрадь.



Рис. 44. Прибор для получения газов (а) и добывание углекислого газа в нём (б)

Задание 2. Проведите реакцию между кальций карбонатом и кислотой. Для этого положите на диск прибора для получения газов (рис. 44а), а в самодельном приборе — на дно пробирки, кусочек мрамора или мела, долейте 2–3 мл раствора кислоты. Понаблюдайте, как происходит выделение газа (рис. 44б). С помощью качественной реакции установите, какой газ выделяется. Напишите уравнения проведённых вами реакций в ионно-молекулярной форме.

Задание 3. Повторите предыдущий опыт, но уже с раствором одного из карбонатов.

Напишите уравнение проведённой реакции в ионно-молекулярной форме.

Сравните результаты обоих опытов.

Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

В химических лабораториях углекислый газ (а также водород) получают в специальном приборе — аппарате Киппа (рис. 45), изготовленном из стекла.

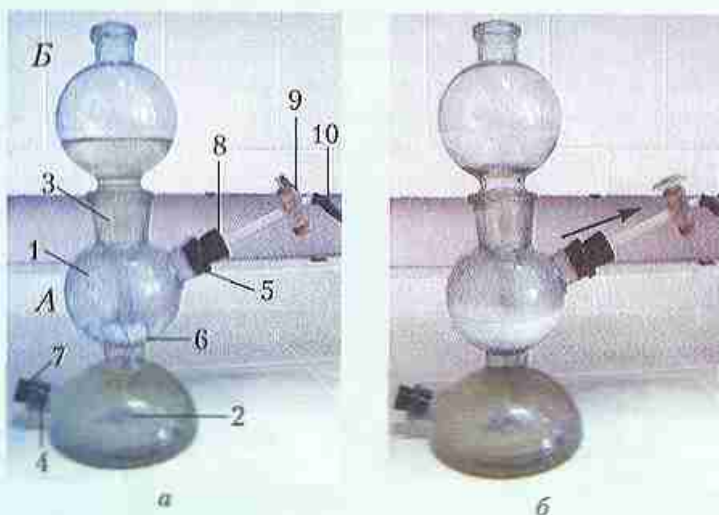


Рис. 45. Аппарат Киппа, подготовленный к работе (а) и в действии (б)

Аппарат Киппа состоит из основной части А и воронки В (рис. 45а). Основная часть имеет сферический реактор 1, полусферическую опорную часть 2 и три отверстия (3, 4, 5). Отверстие 3 предназначено для устанавливания воронки, отверстие 4 — для периодического сливания отработанного раствора. Через отверстие 5 при подготовке аппарата к работе загружают твёрдый реагент, а во время работы аппарата — отводят газ. Между реактором и опорной частью размещают резиновый диск 6 (может быть изготовлен из другого, стойкого к действию кислот материала). Отверстие 4 герметически закрывают пробкой 7, отверстие 5 — пробкой 8 с вмонтированной в неё стеклянной трубкой с поворотным краном 9 и газоотводной резиновой трубкой 10.

Аппарат Киппа — прибор периодического длительного действия. Поместив в него твёрдый реагент (мрамор, если добывают углекислый газ, или цинк, если добывают водо-

род), заливают кислоту так, чтобы жидкость заполнила опорную часть аппарата, длинный стебель воронки и приблизительно на 1/3 сферическую её часть. Прибор становится пригодным для многократного использования. Преимуществом прибора является также то, что реакцию можно как начать, так и прекратить, повернув кран 9.

На рисунке 45а изображён аппарат Кинна, подготовленный к использованию. После открывания крана 9, воздух из реактора выйдет наружу, а на его место поступит кислота и начнётся реакция (рис. 45б). Полученный углекислый газ вслед за воздухом будет выделяться из реактора и по газоотводной трубке направляться к ёмкости для собирания газа.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Назовите вещества, формулы которых приведены ниже:



2. В какой из солей — кальций карбонате или кальций гидрогенкарбонате — массовая доля Карбона больше?

3. Объясните, как осуществить превращения по схеме, и напишите соответствующие химические уравнения:



4. Какая масса кальций карбоната и хлоридной кислоты с массовой долей хлороводорода 14,6 % понадобится для получения углекислого газа объёмом 5,6 л (н. у.)?

- 5*. В посудину с известковой водой, масса кальций гидроксида в которой составляет 3,7 г, пропустили углекислый газ объёмом 2,24 л (н. у.). Прозрачным или мутным будет содержимое посудины после завершения реакции?

- 6*. Поразмыслите, почему для получения углекислого газа на кальций карбонат действуют хлоридной или нитратной кислотой и не используют сульфатную.



§ 13. Практическая работа 1. Получение углекислого газа. Взаимопревращения карбонатов и гидрогенкарбонатов

В природе для фотосинтеза растений углекислого газа вполне достаточно. В большом количестве он образуется при дыхании и гниении, из года в год увеличивается поступление этого оксида в воздух в результате сжигания разных видов топлива, работы металлургических и химических заводов, двигателей автотранспорта и т. п. Для нужд химической (в его среде перекачивают легковоспламеняющиеся вещества) и пищевой промышленности (изготовления газированных напитков) специальных заводов по производству углекислого газа не строят, а используют газ, являющийся побочным продуктом других производств, в частности, получения негашёной извести, спиртового брожения глюкозы.

Для проведения опытов углекислый газ в лабораторных условиях получают известной вам реакцией между твёрдым кальций карбонатом (мрамором или мелом) и раствором кислоты.

Цель этой практической работы состоит в том, чтобы вы собственноручно осуществили получение углекислого газа и исследовали его свойства, а также свойства солей карбонатной кислоты.

Для проведения опытов вам понадобятся: мрамор или мел, разбавленная хлоридная или нитратная кислота, химические стаканы, вода, индикаторы, маленькая свеча, известковая вода, прибор для получения газов (может быть самодельный в виде пробирки с пробкой и вмонтированной в неё газоотводной трубкой), пробирки, штатив, спички, пинцет.

Задание 1. Получите углекислый газ.

Внимание! Прежде чем приступить к выполнению практической работы, повторите правила безопасности при работе с лабораторной посудой и нагревательными приборами.

Перед тем как получить углекислый газ, внимательно прочитайте инструкцию ко всей практической работе и подготовьте всё необходимое для выполнения следующих заданий, поскольку вы будете получать и использовать углекислый газ, не делая перерывов между опытами 2, 3 и 4.

Перед выполнением задания 1 сначала подготовьте прибор для получения газов и проверьте его на герметичность. После этого положите в него 2–3 кусочка мрамора или мела. Долейте 2–3 мл разбавленной хлоридной кислоты. Сразу же закройте отверстие пробкой с газоотводной трубкой (если прибор самодельный). Наблюдайте за тем, что происходит в приборе.

Задание 2. Экспериментальным путём докажите, что углекислый газ не поддерживает горения.

Поместите в химический стакан небольшую свечу и зажгите её. Направьте газоотводную трубку прибора для получения углекислого газа в химический стакан и держите её там, пока свеча не погаснет (это произойдет довольно быстро). Объясните, почему свеча погасла.

Задание 3. Направьте газоотводную трубку прибора для получения газов в пробирку, наполненную 2–3 мл дистиллированной воды и несколькими каплями индикатора кислой среды. Наблюдайте за изменением цвета индикатора. Объясните, что происходит при пропускании углекислого газа через дистиллированную воду.

Задание 4. Направьте газоотводную трубку прибора для получения газов в пробирку, наполненную 2–3 мл известковой воды, и наблюдайте за образованием осадка. Продолжайте пропускание углекислого газа, пока осадок не исчезнет. Объясните, какая реакция произошла при пропускании углекислого газа через известковую воду в случае образования осадка и почему при последующем пропускании углекислого газа осадок исчез.

Задание 5*. С помощью качественных реакций распознайте растворы натрия сульфата, аммоний сульфата и натрия карбоната в пробирках без этикеток.

Результаты наблюдения, объяснения, молекулярные и ионные уравнения проведённых вами химических реакций запишите в тетрадь для практических работ.

В выводе отметьте, какие знания о неорганических соединениях Карбона вы закрепили, какие умения развили.



§ 14. Строительные материалы: стекло, цемент, бетон, их использование

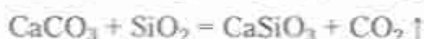
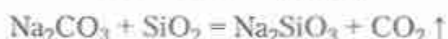
В настоящее время широко используют такие строительные материалы, как *цемент, бетон, кирпич, керамика*. Высокие дома и глубокие тоннели, мосты через реки и множество других строений возведено с их использованием. Красивая и практичная посуда, современные телевизоры и медицинская аппаратура, окна домов, салонов автомобилей, самолётов, поездов изготавливают с использованием *стекла*.

Цемент, бетон, кирпич, керамика, стекло — продукция *силикатной промышленности*. Название подсказывает, что к их производству причастен Силиций, а точнее, его соединения.

Понятие о стекле. Согласно археологическим находкам этот материал известен людям уже 5–6 тыс. лет. Первое его применение было связано с изготовлением женских украшений. В настоящее время стекло настолько широко используют в разных отраслях промышленности и сельского хозяйства, что мы уже и не представляем нашу жизнь без него (рис. 46).

Понадобилось много времени, чтобы люди научились получать разнообразные виды стекла и формировать изделия из него — выдувать стеклянные ёмкости, прокатывать стекло в тонкие пластины, вытягивать в нити. Изготовление стеклянных изделий возможно лишь из горячей расплавленной массы, а размягчаться стекло начинает при температуре 900 °С, жидким становится при температуре 1500 °С.

Изготавливают (варят) обычное оконное стекло из *соды* Na_2CO_3 , *известняка* CaCO_3 и *кварцевого песка* SiO_2 при температуре 1500 °С в специальных печах непрерывного действия. За сутки одна печь даёт до 300 т продукции. Можете себе представить размеры такой печи, если её варочный бассейн имеет длину 40 м, ширину 10 м и высоту 1,5 м! Химизм изготовления стекла основывается на свойстве карбонатов разлагаться при нагревании и свойстве основных и кислотных оксидов взаимодействовать между собой. Упрощённо его передают такие уравнения реакций:



Сырьё берут в соотношении, обеспечивающем получение стекла с приблизительно таким составом: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Стекло обычное (из него изготавливают оконные стёкла, стеклянные банки и бутылки) — прозрачный аморфный сплав смеси натрия силиката с кальций силикатом и кварцевым песком, состав которого:



Такие свойства стекла, как способность пропускать солнечные лучи, постепенный переход из твёрдого состояния в жидкое из-за отсутствия постоянной точки плавления и кипения, стойкость к действию кислот, щелочей и т. п., а также разнообразие других его физических характеристик за счёт введения добавок обеспечили наличие разных видов стекла и соответственно широкое его применение.

Заменой одних компонентов сырья на другие, введением разнообразных добавок, изменением содержания отдельных составляющих стекла изготавливают разные его виды.

Разновидности стекла и его применение. Если натрий карбонат заменить на калий карбонат, то образуется стекло, намного крепче оконного. Из него изготавливают химическую посуду, в которой можно кипятить жидкости и не бояться, что посуда треснет.



а



б



в



г



д



е



ё



ж



з

Рис. 46. Изделия из стекла: стены дома (а); оформление входа метро (б); оформление потолка (в); мебель (г); электрическая лампочка (д); фотокамера (е); ёлочные украшения (ё); хрусталь (ж); бытовая посуда (з)



Рис. 47. Фрагмент мозаичного полотна «Полтавская баталия», изготовленного М. В. Ломоносовым

ним, хром(III) оксид — зелёным. От добавления небольшого количества порошка золота стекло становится рубиновым, то есть пурпурно-красным. Известный российский учёный М. В. Ломоносов провёл свыше 1000 опытов по установлению зависимости между цветом стекла и цветом добавленных к стекломассе соединений. Ему принадлежит изготовление свыше 400 образцов стекла. Полтавскую битву, 300-летие которой отмечалось в 2009 г., учёный и его ученики увековечили в панорамной картине «Полтавская баталия», которую создали из изготовленных ими образцов цветного стекла (рис. 47).

Одним из достижений химической науки XX ст. стало создание стеклонитей и стекловолокна (рис. 48). В настоящее время стеклонити используют в качестве световодов для передачи изображения и звуков, без чего не существовало бы кабельное телевидение, в телефонной связи, приборах, которые дают возможность врачам диагностировать внутренние органы человека.



Рис. 48. Образец оптического стекловолокна

Хрустальное стекло изготавливают из калий карбоната, плумбум(II) оксида, содержание которого составляет около 24 %, и кварцевого песка. Это стекло имеет высокий коэффициент преломления света, поэтому его используют в оптике (изготовление линз и призм). Поскольку хрустальное стекло имеет яркий блеск, его гралят, чтобы изготовить красивые вазы и столовую посуду (рис. 46ж).

Эмалированная посуда вам хорошо известна. Эмаль — это материал, изготовленный из обычной стекломассы путём добавления к ней станиум(IV) оксида. Из цветной эмали изготавливают картины, посуду, украшения (рис. 49).

Если чистый кварцевый песок расплавить, а затем дать ему медленно остыть, то образуется *кварцевое стекло*. Лабораторную посуду, изготовленную из такого стекла, можно раскалить добела, после чего опустить в холодную воду, и она не треснет. Кварцевое стекло пропускает ультрафиолетовые лучи, это его свойство используют в медицине (кварцевые лампы), соляриях.

Установлено, что феррум(III) оксид придаёт стеклу коричневый цвет. Кобальт(II) оксид делает стекло синим, хром(III) оксид — зелёным.

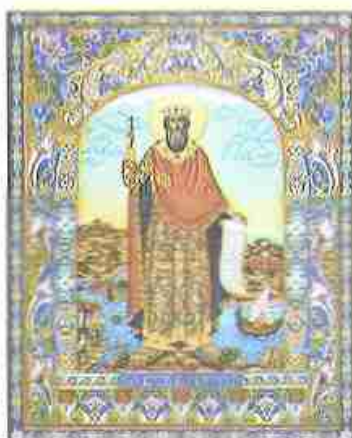
В определённых условиях аморфную стекломассу подвергают частичной перекристаллизации с образованием непрозрачного и крепкого материала, получившего название *ситали*. Из него изготавливают облицовочную плитку и бытовую посуду.

Цемент. Сооружения высокой прочности и длительного назначения (дома, тоннели, мосты) строят с обязательным использованием цемента (за исключением деревянных домиков и небольших мостиков местного значения). Этот материал имеет редкое свойство — с годами твёрдость его увеличивается.

Есть разные сорта цемента, среди самых употребляемых — *портландцемент*. Как сырьё для производства цемента используют известняк и глину, реже мергель — природную смесь этих двух веществ. Формулу известняка вы знаете; состав глины выражается формулой: $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

Если передать состав цемента формулами оксидов, то он приблизительно содержит CaO (62–76 %), SiO_2 (20–24 %), Al_2O_3 (4–7 %), в незначительном количестве Fe_2O_3 и MgO .

Измельчённое сырьё (три части известняка и одна часть глины) загружают в печь обжига. Изготовлена она из стали в форме трубы, имеет длину около 200 м, диаметр — около 5 м, расположена наклонно (угол наклона 2–5°) и всё время вращается. В отличие от производства стекла, процесс протекает в твёрдом состоянии. В разных частях печи температура разная, начиная со 100 °С и до 1400–1450 °С на выходе из печи. Такой температурный режим обеспечивает испарение воды, разложение глины и известняка на оксиды, взаимодействие оксидов с образованием спечённой смеси кальций силиката $CaSiO_3$ и кальций



а



б



в

Рис. 49. Художественные изделия с использованием эмали: картина (а); ваза (б); украшения (в)

алюмосиликата (такое название имеют силикаты, в составе которых есть атомы Алюминия) зеленовато-серого или тёмно-серого цвета. Спечённую смесь измельчают в порошок, вводят некоторые добавки и получают цемент, готовый к использованию по назначению. На строительстве его смешивают с песком и водой. Полученную смесь называют *цементным* или *строительным раствором*, со временем он становится каменистым. Цементный раствор является незаменимым связывающим материалом для кирпича, строительных блоков и т. п. Отверждение происходит в силу того, что составляющие цемент вещества реагируют с водой с образованием соответствующих кристаллогидратов. Древний Киев наши предки строили с использованием вяжущей массы вроде цемента, которую изготавливали из известняка и выжженной глины «цемянки». Первые цементные заводы в Украине были построены на Донбассе и Ривненщине в конце XIX в. Архитектор В. Городецкий в 1903 г. использовал отечественный цемент для изготовления отделки одного из самых красивых зданий XX в., которое и доныне украшает Киев (рис. 50).

Бетон — смесь щебня (измельчённой горной породы гранитного происхождения), песка и цемента — также широко используется в строительстве (рис. 51). Возведение мостов, домов, дамб не возможно без **железобетона** — бетона, усиленного железным каркасом.

Силикатная промышленность включает также **керамическое производство**. К керамическим изделиям принадлежат строительный кирпич (рис. 52а) (его производят больше всего), кафель, облицовочные плитки, раковины умывальников, посуда из фарфора и фаянса и т. п. (рис. 52б).

Особенностью керамического производства является то, что сформированные изделия обжигают. Кирпичные заводы строят



Рис. 50. Дом с химерами



Рис. 51. Бетонные плиты



Рис. 52. Изделия из керамики: кирпич (а); декоративные изделия (б)

вблизи месторождений глины и песка. Из однородной смеси глины, песка и воды формируют кирпичи, а затем высушивают их в предназначенных для этого печах. Глина, смоченная водой, становится похожей на пластилин и ей можно придавать разную форму. Это свойство глины лежит в основе *гончарства*. Амфоры, кувшины, миски — эти и другие гончарные изделия находят археологи при раскопках древних поселений. И в настоящее время, несмотря на большое разнообразие материалов, люди не отказались от создания гончарных изделий (рис. 53а, б). Украина славится такими изделиями, их изготовлением занимаются гончары в разных регионах, в частности в посёлке Опиния Полтавской области.

Ещё в Древнем Китае была известна технология производства *фарфора*, из которого изготавливали красивую фарфоровую посуду — чашки, блюда, миски, художественные изделия (рис. 54а), однако рецепт держали в тайне. В Европе его научились изготавливать лишь в XVI ст. Как основное сырьё для изготовления фарфора используют белую глину каолин $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, в меньшем количестве берут полевой шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ и кварцевый

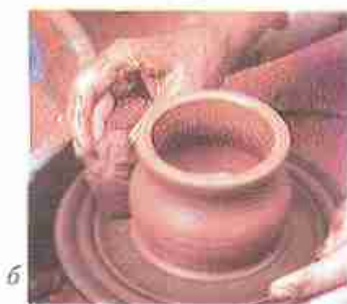


Рис. 53. Археологическое гончарное изделие (а); формирование изделия из глины (б)



Рис. 54. Фарфоровые вазы: китайская (а); украинские (б)

песок SiO_2 . Готовые изделия украшают рисунками (рис. 54). В технике применяют электронизоляционные свойства фарфора, его химическую стойкость.

Из менее очищенного сырья, чем то, из которого производят фарфор, получают более грубый материал — *фаянс*, который имеет аналогичное фарфору применение.

Как видим, разные отрасли хозяйства используют в большом количестве продукцию силикатной промышленности.



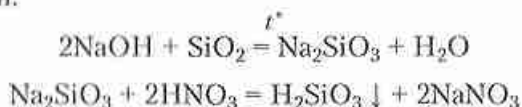
Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Как вы уже знаете из текста параграфа, к изготовлению каждого из строительных материалов имеют отношение соединения Силиция. Химический элемент Силиций занимает второе место по распространению в природе после Оксигена. Если Карбон — элемент одной с ним подгруппы — является главным элементом живой природы, то Силиций — основной элемент неживой природы. Его соединения составляют около 75 % массы земной коры. Простое вещество *силиций* (*кремний*) имеет твёрдое агрегатное состояние, стальной цвет, схожее с алмазом строение кристаллов. Силиций наделён полупроводниковыми свойствами, что с успехом используется в фотоэлементах, солнечных батареях и т. п.

Силикатная кислота H_2SiO_3 . Точнее, её нужно было бы назвать метасиликатной, поскольку у Силиция существуют кислоты и другого состава и даже поликислоты. Поэтому состав кислот, кислотообразующим элементом которых является Силиций, обозначают общей формулой $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$.

Силиций(IV) оксид SiO_2 не растворяется в воде. Чтобы реализовать генетическую связь *кислотный оксид* → *кислота*, сначала нужно сплавить оксид со щёлочью, а потом

на полученную растворимую соль подействовать сильной кислотой:



Напишите полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Силикаты — это общее название солей силикатных кислот. Вы уже ознакомились с некоторыми из них. В воде растворяются лишь силикаты щелочных металлических элементов. Их называют *растворимым стеклом*. Растворимые силикаты вступают в реакции ионного обмена с кислотами и растворимыми солями других металлических элементов, если продуктом реакции будет силикатная кислота или нерастворимая соль. Силикатная кислота — настолько слабый электролит, что силикаты реагируют даже с карбонатной кислотой. Это взаимодействие наблюдается в природе. Так, полевой шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, входящий в состав горной породы гранита, под воздействием дождя и снега, при участии углекислого газа, который всегда присутствует в атмосфере, медленно разрушается, превращаясь в глину и песок.

Повторите из природоведения и географии, как происходит разрушение горных пород и изменение рельефа.

Нерастворимые силикаты (большой частью глины) являются сырьём в производстве строительных материалов. Растворимый натрий силикат используют для пропитки древесины с целью защиты её от гниения, и тканей, после чего те становятся негорючими. Растворимое стекло применяют в строительстве — добавление его небольшого количества к строительному раствору способствует более быстрому его отверждению.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Назовите известные вам строительные материалы.
2. Как разные добавки влияют на свойства стекла?
3. Объясните, на каких свойствах стекла, цемента, бетона основано их использование.
4. Выясните, какие вещи в вашем доме изготовлены из стекла, цемента, бетона, керамики, фарфора, фаянса. Сколько названий насчи-

тывает их перечень? Сделайте вывод о значении этих материалов в вашей жизни.

5*. Известный российский учёный М. В. Ломоносов в стихотворении «Письмо о пользе стекла...» писал: «Пою перед тобой в восторге похвалу не камням дорогим, ни злату, но стеклу». Объясните, как вы это понимаете.

6*. Один из сортов стекла, из которого производят столовую посуду, имеет такой состав: SiO_2 – 75 %, CaO – 12 %, Na_2O – 13 %. Какое количество вещества натрия оксида и силий(IV) оксида приходится в этом сорте стекла на 1 моль кальция оксида? Запишите формулу такого стекла.



§ 15. Круговорот Оксигена, Нитрогена, Карбона в природе

Круговорот Оксигена. Наличие кислорода в атмосфере Земли — одно из условий существования жизни на нашей планете. Все живые существа, за исключением некоторых микроорганизмов, дышат кислородом, он постоянно поступает в их организмы, где принимает участие в сложных окислительно-восстановительных реакциях, происходящих в клетках.

Вспомните из биологии, что называют дыханием и какие органы дыхательной системы человека задействованы в этом процессе.

В результате этих реакций образуются молекулы органических веществ, служащих организму для его роста и развития, и высвобождается энергия, необходимая для жизнедеятельности организма.

В большом количестве кислород расходуется на сжигание разных видов топлива на тепловых станциях, в печах индивидуального отопления помещений, двигателях внутреннего сгорания автомобилей, самолётов, ракет, на гниение останков растительных и животных организмов, как сырьё некоторых химических производств и т. п. В целом всё это приводит к огромному расходованию Оксигена в виде простого вещества.

Казалось бы, что из года в год содержание кислорода в воздухе должно было бы ощутимо уменьшаться, чего в действительности не происходит. Объясняется это тем, что перемещение атомов Оксигена происходит не в одностороннем порядке. То есть они не только изымаются из состава воздуха, но и возвращаются в него. Так, при дыхании образуется углекислый газ и вода, массовая доля Оксигена в которых составляет 73 % и 89 % соответственно. Оба

вещества являются участниками фотосинтеза, в результате которого атомы Оксигена опять возвращаются в атмосферу в составе простого вещества кислорода:



Следовательно, запасы Оксигена, использованного в реакциях окисления, которые происходят в живой природе (дыхание) и хозяйственной деятельности человека, пополняются благодаря фотосинтезу.

Питание животных и человека играет свою роль в круговороте Оксигена. В частности, Оксиген с кормом и едой попадает в их организмы в составе молекул белков, жиров, углеводов. Возвращение Оксигена во внешнюю среду происходит в составе воды и углекислого газа.

Объединив рассмотренные процессы, получим круговорот Оксигена (рис. 55).

Круговорот химического элемента — это последовательное перемещение его атомов в биосфере при участии тел живой и неживой природы.

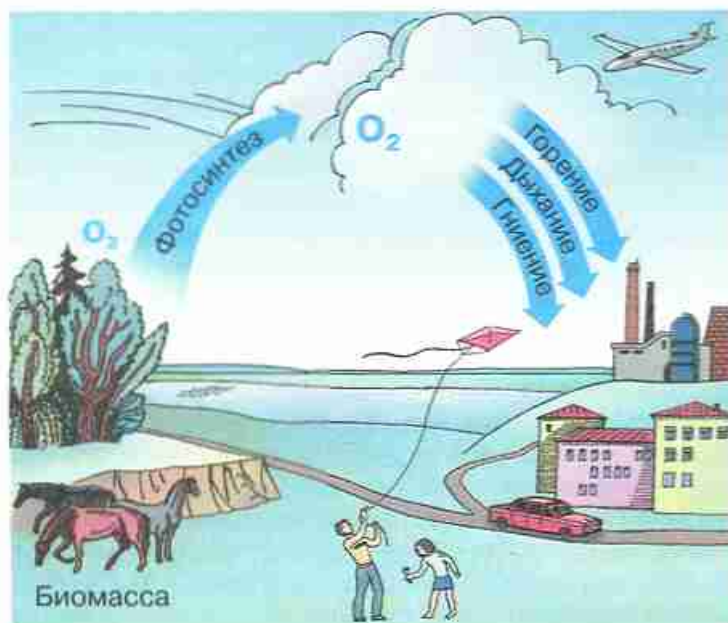


Рис. 55. Круговорот Оксигена

Круговорот Оксигена заключается в том, что атомы Оксигена поглощаются при дыхании, питании, горении, гниении, а в результате фотосинтеза зелёных растений и водорослей опять возвращаются в атмосферу.

Пока ещё равновесие Оксигена поддерживается. И всё же вследствие активной хозяйственной деятельности людей уменьшаются площади природных зелёных насаждений, увеличиваются расходы кислорода на процессы горения и медленного окисления. И если не беспокоиться о сохранении и приумножении растений, не осуществлять поиски экологически чистых видов топлива, альтернативных источников энергии, нашей планете угрожает уменьшение содержания кислорода в атмосфере. Чтобы этого не произошло каждый человек должен заботиться о сохранении имеющихся зелёных насаждениях и их приумножении.

Круговорот Нитрогена. Как вы уже знаете, Нитроген — один из трёх основных элементов питания растений и является элементом-органогеном. Рассмотрим его перемещение в биосфере. В отличие от круговорота Оксигена простое вещество азот, которого больше всего в составе воздуха, к круговороту Нитрогена причастен незначительно. Так, некоторым видам бактерий свойственны окислительно-восстановительные реакции с участием азота, в результате чего образуются нитрогеносодержащие соединения, пригодные для питания других организмов. Во время грозы создаются температурные условия, при которых часть азота воздуха соединяется с кислородом и образует оксиды Нитрогена. Из приведённых примеров видим, что лишь незначительная часть азота, содержание которого в составе воздуха составляет 78 %, задействована в круговороте Нитрогена.

Основной круговорот Нитрогена приходится на минеральное питание растений, а также питание животных и человека. К растению из почвы вместе с водой поступают катионы аммония NH_4^+ и нитрат-анионы NO_3^- . В совершенной природной лаборатории, каковой является живая клетка, происходят химические реакции, в результате которых образуются нитрогеносодержащие органические вещества растений. В дальнейшем растениями питаются животные и человек, то есть перемещение атомов Нитрогена продолжается. Большая часть употреблённого животными и человеком Нитрогена принимает участие в образовании нитрогеносодержащих органических веществ их организмов, меньшая — выводится из организма с мочой. При отмирании и последующем гниении организмов из нитрогеносодержащих органических веществ образуются неорганические соединения Нитрогена, среди которых больше всего аммиака. Под воз-



Рис. 56. Круговорот Нитрогена

действием имеющихся в почве бактерий превращение аммиака завершается образованием ионов NH_4^+ и NO_3^- , и Нитроген опять возвращается в почву. Круговорот замыкается (рис. 56).

Основная масса Нитрогена перемещается в экосистемах цепями питания. Как вам известно из биологии, *цепь питания* — это такая последовательность организмов, когда каждый предыдущий организм является едой для следующего. Цепи питания начинаются с растений.

Как уже отмечалось в § 11, за год растения поглощают Нитрогена из почвы больше, чем его возвращается в результате гниения, поэтому для поддержания равновесия вносят азотные удобрения.

▶ Приведите примеры азотных удобрений и отметьте, в составе каких ионов в них содержится Нитроген.

Круговорот Карбона. В 9 классе вы ознакомились с важнейшими органическими соединениями и узнали, что все они без исключения содержат атомы Карбона. Выясним пути перемещения атомов Карбона в биосфере и участников этого процесса. Связующим звеном между живой и неживой природой в круговороте Карбона выступает углекислый газ. Он является компонентом воздуха, содержится в воде рек, морей, океанов. Растения поглощают углекислый газ и в процессе фотосинтеза превращают его в органические вещества.

Травянистые растения служат кормом для животных, немало растительной пищи потребляет человек. Белки, жиры, углеводы пищи сначала *перевариваются* (расщепляются на более простые составляющие, которые в растворённом состоянии через стенки тонкого кишечника всасываются в кровь). Кровь транспортирует их ко всем органам, где они становятся строительным материалом клеток организма и источником энергии для жизнедеятельности животных и человека. Эти процессы сопровождаются выделением энергии, образованием воды и углекислого газа.

После отмирания организмов к круговороту Карбона, как и к круговороту Нитрогена, приобщаются организмы, которые питаются веществами отмерших тел — отдельные группы грибов и бактерий. Благодаря их деятельности органические вещества разлагаются на неорганические, в том числе и углекислый газ. Так Карбон опять возвращается в атмосферу. Конечно, обмен этот неравноценный — атомов Карбона в организмах остаётся больше, чем выделяется с углекислым газом во время дыхания. Однако в природе не ощущается дефицит углекислого газа. Более того, с годами содержание его в воздухе постепенно увеличивается, потому что круговорот Карбона не ограничивается рассмотренными процессами живой

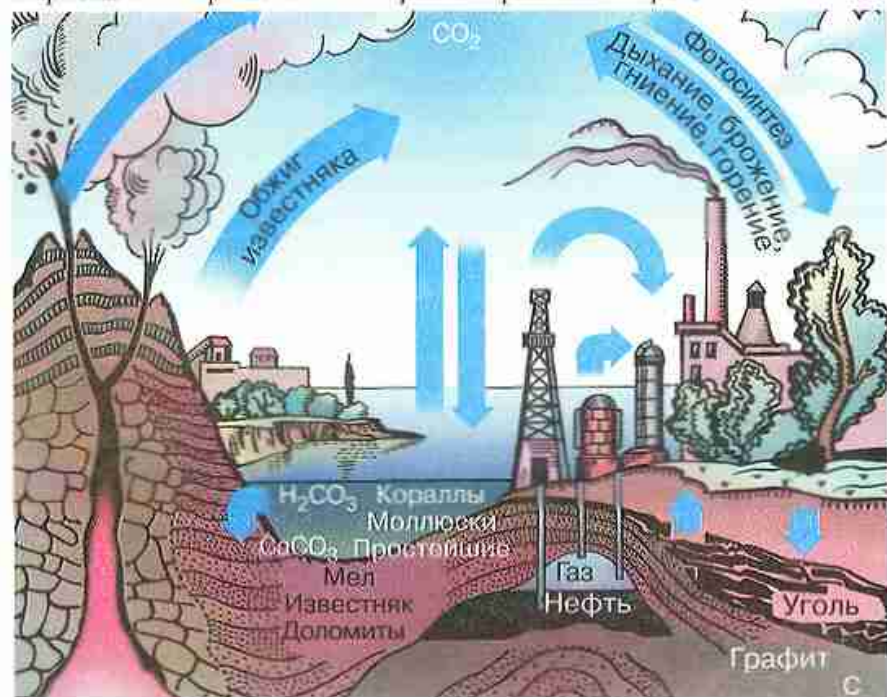


Рис. 57. Круговорот Карбона

природы. Так, мощные запасы Карбона, которые в давние геологические времена принадлежали живым организмам, «законсервировались» в виде залежей угля, нефти, природного газа. В настоящее время их используют в большом количестве как горючее, его сгорание сопровождается образованием углекислого газа, который в дальнейшем становится участником фотосинтеза.

Рассматривая круговорот Карбона, следует вспомнить, что к нему причастны также вулканические и геотермальные процессы, разрушения горных пород, а также такие жители водоёмов, как моллюски, ракообразные, кораллы, которые, кроме общего с другими животными перемещения Карбона, используют Карбон для образования защитного панциря.

▶ Составьте схему круговорота Карбона, связанного с жизнедеятельностью животных, живущих в водоёмах.

Общая информация о круговороте Карбона представлена на рисунке 57.

Приведённая в параграфе информация позволяет сделать вывод, что в настоящее время и на далёкую перспективу таких элементов-органогенов, как Кислород, Азот, Карбон вполне достаточно для продолжения жизни на Земле. Однако деятельность человека приводит к нарушению равновесия между содержанием этих элементов в телах живой и неживой природы, что негативно отражается на экологическом равновесии нашей планеты. Отсюда становится понятным стремление мирового сообщества к заключению межгосударственных соглашений о сотрудничестве в деле защиты и приумножения окружающей среды.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Объясните, что в науке понимают под круговоротом химических элементов.

2. Охарактеризуйте круговорот Кислорода, Азота, Карбона.

3. Поинтересуйтесь, сколько литров бензина в среднем расходуется определённым видом автомобильного транспорта на 100 км пути. Учитывая, что бензин является смесью углеводородов, в молекулах которых содержится от 5 до 8 атомов Карбона, вычислите объём кислорода, реагирующего с этой порцией горючего, и объём углекислого газа, который выделяется при этом в атмосферу. Прокомментируйте последствия сжигания бензина в двигателях автомобилей для круговорота Кислорода и Карбона.

4*. Согласно меткому высказыванию французского писателя А. де Сент-Экзюпери, «вода — это не просто вещество, необходимое для жизни, она — сама жизнь». На основании знаний о воде, приобретённых при изучении биологии, химии, географии, физики, составьте схему круговорота воды и презентуйте её на занятии.

ОБОБЩИМ ИЗУЧЕННОЕ

! *Ученики! Вы завершили изучение темы «Неметаллические элементы и их соединения». На каждом уроке новый учебный материал касался одного из её аспектов. Пришло время сделать обобщённые выводы, за единственным увидеть общее, проверить, насколько каждый из вас понял и может объяснить, подкрепив конкретными примерами, все пункты общих выводов. Для самопроверки по каждому из них приведите и запишите собственные примеры в рабочей тетради. Так вы подготовитесь к проведению тематического контроля знаний.*

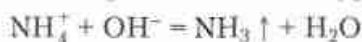
- Неметаллические элементы составляют почти $1/5$ известных химических элементов. В периодической системе химических элементов они расположены в конце периодов, за исключением первого и седьмого периодов, и являются элементами только главных подгрупп.
- Валентные электроны в атомах неметаллических элементов расположены в подуровнях s и p на внешнем энергетическом уровне, поэтому во время химических реакций изменения происходят лишь на этом уровне.
- Количество электронов на внешнем энергетическом уровне равно номеру группы и составляет половину или более половины количества электронов завершённого для определённого неметаллического элемента внешнего энергетического уровня (исключение — Бор).
- Атомам неметаллических элементов более свойственно присоединять электроны, чем отдавать или образовывать общие электронные пары. Поэтому они являются типичными окислителями. В соединениях с неметаллическими элементами они образуют общие электронные пары (ковалентная химическая связь), в соединениях с металлическими элементами — присоединяют электроны (ионная химическая связь).
- Атомы неметаллических элементов одной подгруппы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня, которое можно представить общей записью: $...ns^xnp^y$, где n — номер внешнего энергетического уровня; s и p — условные обозначения подуровней; x и y — число электронов на подуровнях.
- Атомы неметаллических элементов одной подгруппы имеют разное количество энергетических уровней, но одинаковое количество электронов на внешнем энергетическом уровне.
- С увеличением протонного числа неметаллических элементов одной подгруппы увеличивается радиус атомов, поэтому умень-

шается прочность связи валентных электронов с ядром, следствием чего становится ослабление неметаллических свойств.

- Атомы неметаллических элементов одного периода имеют одинаковое число энергетических уровней, с увеличением порядкового номера увеличивается количество электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки неметаллического элемента и достигает максимума у инертных элементов.
- В пределах одного периода с увеличением протонного числа несколько уменьшается радиус атомов, поэтому прочность связи валентных электронов с ядром увеличивается, следствием чего становится усиление неметаллических свойств элементов одного периода.
- Атомы неметаллических элементов характеризуются *высокой электроотрицательностью*. По величине электроотрицательности первое место занимает Флуор, второе – Оксиген, третье – Нитроген.
- У простых веществ неметаллов отсутствует выраженная общность физических свойств. При нормальных условиях среди них встречаются твёрдые вещества, жидкости и газы, которые имеют разный цвет, разную растворимость в воде, разную температуру кипения. Наибольшая общность их физических свойств проявляется в том, что образованные ими простые вещества не проводят электрический ток, то есть являются диэлектриками (исключение составляют углерод и силиций).
- Неметаллам свойственна *аллотропия* – явление существования неметаллического элемента в виде нескольких простых веществ.
- Согласно современной украинской химической номенклатуре, у некоторых неметаллов название вещества не совпадает с названием химического элемента. Почти треть неметаллов в свободном состоянии имеют двухатомные молекулы, а Оксиген – и двухатомные молекулы кислорода, и трёхатомные молекулы озона.
- В химическом отношении *неметаллы достаточно активные вещества*. С металлами они образуют бинарные соединения, в которых имеют отрицательную степень окисления. С кислородом неметаллы реагируют с образованием оксидов, в которых степень окисления Оксигена равна -2 (исключение составляет соединение с Флуором). Кроме кислорода неметаллы реагируют с *другими неметаллами*, в образованных соединениях неметаллический элемент с меньшей электроотрицательностью имеет положительную степень окисления, а неметаллический элемент с большей электроотрицательностью – отрицательную степень окисления.
- *Солеобразующие оксиды неметаллических элементов принадлежат к кислотным оксидам*. Им соответствуют оксигеносодер-

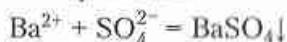
жашие кислоты. Степень окисления кислотообразующего неметаллического элемента одинакова в оксиде и кислоте.

- Характерными бинарными соединениями неметаллических элементов являются летучие соединения с водородом, которые можно получить взаимодействием водорода с неметаллом. Традиционное их название — *летучие водородные соединения*. Химическая связь в молекулах этих веществ — ковалентная, число электронных пар равно числу неспаренных электронов в атоме неметаллического элемента, соединённого с водородом. Имеют разную растворимость в воде. Хорошо растворяется водород хлорид (хлороводород) с образованием хлоридной кислоты, аммиак — с образованием основания аммоний гидроксид NH_4OH , который диссоциирует на аммоний-катион NH_4^+ и гидроксильную группу OH^- .
- Аммоний-катион входит в состав солей, которые имеют общее название *соли аммония*. Качественной реакцией на катионы аммония является взаимодействие со щёлочами, которому соответствует такое сокращённое ионное уравнение:



Появляется резкий запах аммиака, увлажнённая индикаторная бумага синееет.

- Сульфатная H_2SO_4 и нитратная HNO_3 кислоты принадлежат к сильным электролитам. В разбавленных растворах проявляют все общие химические свойства кислот: изменяют цвет индикаторов, образуют соли (сульфаты, гидросульфаты, нитраты соответственно) с основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами.
- Качественной реакцией на сульфат-ионы является взаимодействие с растворами веществ, которые диссоциируют с образованием катиона Бария Ba^{2+} (например, барий хлорид, барий нитрат, барий гидроксид). Образуется белый осадок нерастворимого в воде барий сульфата. Сокращённое ионное уравнение качественной реакции:

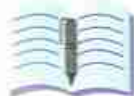


- Концентрированная сульфатная а также и нитратная кислота разной концентрации являются сильными окислителями. Особенность окислительно-восстановительных реакций этих кислот с металлами проявляется в том, что продуктами реакций являются соль, вода (а не водород) и один из возможных продуктов восстановления кислоты (какой именно — зависит от активности металла, а для нитратной кислоты — и концентрации).

- Карбонатная кислота H_2CO_3 — слабый электролит, существует только в растворе, образует средние соли — карбонаты и кислые соли — гидрогенкарбонаты.
- Качественной реакцией на карбонат-ион является выделение углекислого газа при действии кислоты на растворимые или нерастворимые соли карбонатной кислоты. Реакция протекает согласно такому сокращённому ионному уравнению:



- Доказать, что выделяется углекислый, а не какой-то иной газ, можно с помощью зажжённой спички (при наличии углекислого газа она прекращает гореть) или пропусканием газа через известковую воду (появляется помутнение ввиду образования нерастворимого кальций карбоната).
- Карбонатам и гидрогенкарбонатам свойственно взаимное превращение по схеме: *растворимая соль карбонатной кислоты* → *нерастворимый карбонат* → *растворимый гидрогенкарбонат*.
- В природе неметаллические элементы более распространены в составе соединений — сульфатов, карбонатов, хлоридов, оксидов, сульфидов, а не простых веществ.
- Для обеспечения полноценного минерального питания растений в почву вносят минеральные удобрения — вещества или смеси веществ с высоким содержанием элементов питания. Больше всего промышленность производит азотных, калийных и фосфорных удобрений.
- Хозяйственная деятельность людей (развитие химических производств, транспорта, сжигание угля и газа на тепловых электростанциях и т. п.) нарушает равновесие в окружающей среде, что становится причиной возникновения нежелательных явлений — существенного увеличения парникового эффекта, выпадения кислотных дождей, превышения предельно допустимого содержания нитратов в продуктах питания. При таких условиях охрана окружающей среды приобретает государственное значение, становится лично значимой для каждого жителя нашей планеты.
- Соединения Карбона, преимущественно карбонаты, и соединения Силиция, преимущественно силиций(IV) оксид и силикаты Алюминия и Калия, являются ценным сырьём для производства широко применяемых строительных материалов — стекла, цемента, бетона. Украина имеет достаточно месторождений полезных ископаемых для их производства.
- Элементы-органогены Кислород, Азот, Карбон, а также Водород в биосфере перемещаются из тел неживой природы в живые организмы и в обратном направлении. Это явление получило название *круговорот химических элементов в биосфере*.



Готовимся к тематическому контролю знаний

Ученики! Эти задания дадут возможность каждому из вас осуществить самооценку уровня учебных достижений по теме «Неметаллические элементы и их соединения», должным образом подготовиться к тематическому контролю знаний. Выполните их и будьте уверены в своих достижениях!

1. Укажите перечень, составленный только из названий неметаллических элементов
 - А Сульфур, Кислород, Калий, Купрум
 - Б Хлор, Гелий, Водород, Фосфор
 - В Флуор, Железо, Азот, Натрий
 - Г Кремний, Углерод, Магний, Цинк
2. Укажите неметаллический элемент того же периода, что и Сульфур
 - А Na
 - Б P
 - В Cr
 - Г N
3. Укажите символ неметаллического элемента, атом которого на внешнем энергетическом уровне имеет 4 электрона
 - А Ti
 - Б Pb
 - В Si
 - Г Be
4. Укажите неметаллические элементы, которые принадлежат к одной с Бромом подгруппе
 - А Кислород и Флуор
 - Б Хлор и Марганец
 - В Селен и Криптон
 - Г Флуор и Хлор
5. Укажите неметаллические элементы, которые принадлежат к одной подгруппе
 - А Азот и Фосфор
 - Б Алюминий и Скандий
 - В Литий и Натрий
 - Г Хлор и Аргон

6. Укажите, сколько неспаренных электронов имеет в возбужденном состоянии атом Карбона

- А 1
- Б 2
- В 3
- Г 4

7. Укажите, какой ряд состоит лишь из названий аллотропных видоизменений

- А сера ромбическая, сера моноклинная, сернистый газ
- Б графит, алмаз, карбин
- В фосфор белый, фосфор красный, фосфин
- Г кислород, озон, вода

8. Укажите сумму индексов в формуле оксида Фосфора, в которой он проявляет максимальную степень окисления

- А 3
- Б 5
- В 6
- Г 7

9. Установите соответствие между названиями и формулами бинарных соединений неметаллических элементов с Оксигеном и Водородом.

- | | | | |
|---|-------------------|---|----------------------|
| 1 | Водород хлорид | А | CO_2 |
| 2 | Водород сульфид | Б | HCl |
| 3 | Углерод(IV) оксид | В | H_2S |
| 4 | Силиций(IV) оксид | Г | SiO_2 |
| | | Д | CO |

10. Укажите газообразное вещество, плотность по воздуху которого меньше единицы

- А азот
- Б озон
- В хлороводород
- Г сульфур(IV) оксид

11. Укажите вещество с наибольшей растворимостью в воде

- А кислород
- Б водород
- В аммиак
- Г азот

12. Установите соответствие между названиями и формулами соединений Нитрогена

- | | |
|----------------------|----------------------------|
| 1 Нитроген(IV) оксид | А NH_3 |
| 2 Аммиак | Б NH_4NO_3 |
| 3 Аммоний нитрат | В HNO_3 |
| 4 Нитратная кислота | Г NO_2 |
| | Д HNO_2 |

13. Установите соответствие между формулами и названиями соединений Карбона

- | | |
|-------------------------------|----------------------------|
| 1 CH_4 | А угарный газ |
| 2 CO_2 | Б кальций гидрогенкарбонат |
| 3 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | В кальций карбонат |
| 4 CO | Г углекислый газ |
| | Д метан |

14. Расположите неметаллические элементы в ряд по возрастанию электроотрицательности

- А Кислород
- Б Углерод
- В Водород
- Г Азот

15. Укажите, какому химическому элементу принадлежит электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

- А Углерод
- Б Кремний
- В Сера
- Г Фосфор

16. Установите соответствие между названием и формулой минерала

- | | |
|------------|---|
| 1 Кальцит | А $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 2 Гипс | Б $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ |
| 3 Доломит | В $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 4 Каолинит | Г CaCO_3 |
| | Д KCl |

17. Одинаковую электронную формулу с сульфид-анионом имеет

- А атом Фтора
- Б анион Хлора
- В атом Неона
- Г катион Магния

18. Установите соответствие между неметаллическими элементами и электронным строением внешних энергетических уровней их атомов

- | | |
|------------|-------------------|
| 1 Оксиген | А ... $2s^2 2p^3$ |
| 2 Хлор | Б ... $3s^2 3p^4$ |
| 3 Сульфур | В ... $2s^2 2p^4$ |
| 4 Нитроген | Г ... $3s^2 3p^5$ |
| | Д ... $3s^2 3p^3$ |

19. Укажите химический элемент, расположенный во втором периоде, IV группе, главной подгруппе

- А Бериллий
- Б Карбон
- В Кальций
- Г Неон

20. Назовите элемент V группы главной подгруппы, имеющий общую формулу оксигеносодержащей кислоты HEO_3 , в которой он проявляет наивысшую степень окисления, а плотность его летучего водородного соединения по водороду равна 8,5

- А Фосфор
- Б Арсен
- В Ванадий
- Г Нитроген

21. Расположите указанные формулы согласно схеме генетической связи соединений Сульфура

- А SO_2
- Б H_2SO_4
- В BaSO_4
- Г SO_3

22. Установите соответствие между ионами и веществами, с помощью которых можно обнаружить в растворе наличие каждого из них

- | | |
|----------------------|----------------------|
| 1 SO_4^{2-} | А вода |
| 2 NH_4^+ | Б щёлочь |
| 3 CO_3^{2-} | В хлоридная кислота |
| 4 Cl^- | Г барий хлорид |
| | Д аргентум(I) нитрат |

23. Укажите пару веществ, при взаимодействии которых Нитроген является восстановителем
- А азот и водород
 - Б натрий гидроксид и нитратная кислота
 - В нитроген(III) оксид и кислород
 - Г медь и нитратная кислота (конц.)
24. Сокращённое ионное уравнение $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ характеризует взаимодействие сульфатной кислоты с
- А барий хлоридом
 - Б барий оксидом
 - В барием
 - Г барий карбонатом
25. Отличить натрий карбонат от аммоний сульфата можно при помощи
- А аргентум(I) хлорида
 - Б хлоридной кислоты
 - В натрий гидроксида
 - Г барий нитрата
26. Расположите порции газообразных веществ по возрастанию их объёма (н. у.)
- А 6 г водорода
 - Б 8 г кислорода
 - В $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул аммиака
 - Г 22 г углекислого газа
27. Вычислите объём (н. у.) и массу аммиака, полученного из аммоний сульфата количеством вещества 0,5 моль.
28. По уравнению реакции получения углекислого газа из кальций карбоната и достаточного количества нитратной кислоты вычислите:
- 1) объём газа, который выделится при взаимодействии соли массой 20 г;
 - 2) количество молекул углекислого газа в этом объёме;
 - 3) плотность углекислого газа по азоту.
- 29*. Определите объёмную долю выхода углекислого газа, если из кальций карбоната массой 500 г получили углекислый газ объёмом 100 л (н. у.).
- 30*. Смешали раствор массой 200 г с массовой долей натрий сульфата 14,2 % и раствор массой 200 г с массовой долей барий хлорида 5,2 %. Вычислите массу образовавшегося осадка.

ТЕМА 2

МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ



ИЗУЧИВ ЭТУ ТЕМУ, ВЫ ОБОГАТИТЕ СВОЮ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНУЮ ПОДГОТОВКУ ПО ХИМИИ ЗНАНИЯМИ О:

Металлических химических элементах и их расположении в периодической системе.

Особенностях строения атомов металлических элементов одного периода и одной подгруппы.

Металлической связи.

Физических и химических свойствах металлов.

Обусловленности свойств металлов и соединений металлических элементов строением атомов.

Коррозии, последствиях коррозии, необходимости предотвращения коррозии.

Распространении металлических элементов в природе, применении их соединений.

Важнейших оксидах, гидридах оксидов и солях щелочных и щелочноземельных элементов, Магния, Алюминия, Феррума.

Биологической роли металлических элементов, в частности радиоактивных Стронция и Цезия.

Основных металлических рудах и их месторождениях.

Металлургических производствах Украины.

Сплавах алюминия и железа.

Жёсткости воды и способах её устранения.

РАЗВИТИЮ ВАШИХ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ УМЕНИЙ БУДУТ СПОСОБСТВОВАТЬ:

Составление вами формул соединений металлических элементов, уравнений реакций, характеризующих основные химические свойства металлов и соединений металлических элементов.

Обоснование вами применения соединений металлических элементов их свойствами, значения соединений металлических элементов в общественном производстве.

Решение экспериментальных и расчётных задач.

Наблюдение за демонстрационными опытами учителя.

В ПРОЦЕССЕ ИЗУЧЕНИЯ ТЕМЫ БУДУТ СОВЕРШЕНСТВОВАТЬСЯ ВАШИ ПРЕДМЕТНЫЕ УМЕНИЯ:

Называть вещества в соответствии с современной украинской номенклатурой.

Характеризовать химические элементы по их положению в периодической системе и строению атома.

Планировать и выполнять экспериментальные исследования.

Осуществлять расчёты по химическим формулам и уравнениям химических реакций.

Решать экспериментальные задачи на определение и распознавание веществ в растворе.

Высказывать суждение о биологической роли металлических элементов.



§ 16. Общая характеристика металлических элементов и образованных ими простых веществ

Положение металлических элементов в периодической системе. Периодическая система на 4/5 состоит из металлических элементов. В каких периодах, группах и подгруппах они расположены, определите по рисунку 58.

Период	Элементы	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ								VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII	XIX	XX																					
		I	II	III	IV	V	VI	VII	(0)																																		
1	H	He																			Ne	Ar		Kr		Xe		Rn															
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne																			Ar	Kr		Xe		Rn											
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar																			Ar	Kr		Xe		Rn											
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																			Ar	Kr		Xe		Rn	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																			Ar	Kr		Xe		Rn	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																			Ar	Kr		Xe		Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																			Ar	Kr		Xe		Rn	

Рис. 58. Расположение металлических элементов в периодической системе химических элементов

Пользуясь рисунком, установите:

1. Расположены ли металлические элементы в начале периодов? Какое существует исключение?
2. Свойственно ли металлическим элементам расположение в конце периодов? Какое существует исключение?
3. В каких группах все элементы, за исключением одного, принадлежат к металлическим?
4. Из металлических или неметаллических элементов состоят побочные подгруппы?
5. Какие из рядов больших периодов — чётные или нечётные — образованы только из металлических химических элементов?

После проведённой поисковой деятельности сформулируйте и запишите в рабочую тетрадь общий вывод о месте металлических элементов в периодах, группах, рядах. Учтите и то, что лантаноиды и актиноиды также металлические элементы.

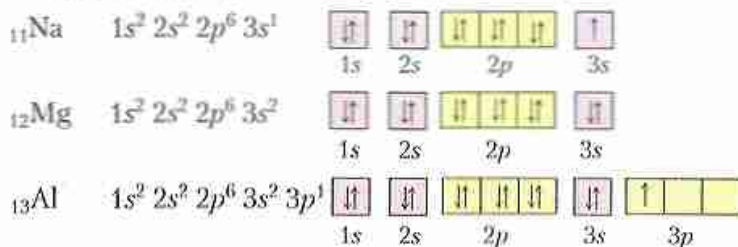
Из рисунка 58 видим, что в первом периоде металлические элементы отсутствуют. Во втором периоде их два — Литий и Бериллий. В третьем периоде три металлических элемента — Натрий, Магний, Алюминий; в четвёртом — тринадцать: это все 10 элементов четвёртого ряда, а также Купрум, Цинк и Галлий, расположенные в пятом ряду.

Отыщите в периодической системе металлические элементы четвёртого периода четвёртого ряда, запишите в тетрадь их протонные числа и символы.

Особенности строения атомов металлических элементов. В отличие от неметаллических атомы металлических элементов, как правило, имеют на внешнем энергетическом уровне 1 или 2 электрона, хотя есть исключения. В частности, в атомах Алюминия, Галлия — по 3 электрона, Станнума и Плюмбума — по 4, Бисмута — 5, Полония — 6 электронов.

Внешний энергетический уровень атомов металлических элементов далёк до завершения, на нём расположены преимущественно 1 или 2, реже 3 и более электронов.

Рассмотрим электронные и графические электронные формулы атомов металлических элементов третьего периода Натрия, Магния, Алюминия:

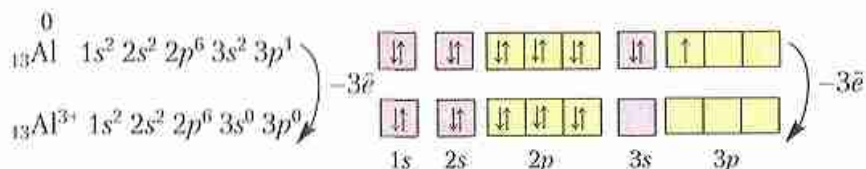


Самостоятельно напишите электронные и графические электронные формулы атомов Силиция и Фосфора.

Электронные формулы рассмотренных атомов металлических и неметаллических элементов третьего периода главных подгрупп указывают на отличия в строении внешнего энергетического уровня, тогда как предпоследний энергетический уровень у всех атомов этих элементов имеет одинаковое строение и является завершённым.

По сравнению с неметаллическими элементами атомы металлических элементов имеют небольшие значения электроотрицательности. Поэтому при образовании химических связей с атомами неметаллических элементов они отдают валентные электроны их

атомам. Отдав электроны внешнего энергетического уровня, атомы металлических элементов главных подгрупп превращаются в катионы с завершённым энергетическим уровнем (*им становится энергетический уровень, который был предпоследним в электронной оболочке атома*). Рассмотрим это на примере Алюминия:



Летучих водородных соединений с Водородом металлические элементы не образуют. Самые активные щелочные и щелочноземельные металлические элементы образуют с Водородом кристаллические бинарные соединения, например калий гидрид КН, кальций гидрид СаН₂.

Как вам уже известно, знания о положении элементов в периодической системе и строении атомов позволяют охарактеризовать химический элемент.

► Охарактеризуйте Магний, учитывая его положение в периодической системе и строение атома.

Металлы как простые вещества. Металлические элементы существуют в свободном состоянии в виде простых веществ **металлов**.

В современной украинской номенклатуре названия некоторых металлических элементов и образованных ими веществ не совпадают (табл. 6).

Таблица 6

Примеры металлов, названия которых не совпадают с названиями элементов в соответствии с современной украинской номенклатурой

Металл	Химический элемент	
	Символ	Название
железо	Fe	Феррум
медь	Cu	Купрум
серебро	Ag	Аргентум
ртуть	Hg	Меркурий
свинец	Pb	Плюмбум
олово	Sn	Станнум
золото	Au	Аурум

Металлам не свойственна аллотропия, и они лишь в газообразном состоянии существуют в виде одноатомных молекул. В твёрдом или жидком агрегатном состоянии металлы состоят из *атомов*, *катионов* и *обобществлённых* (принадлежащих сразу многим атомам) *электронов* (рис. 59).

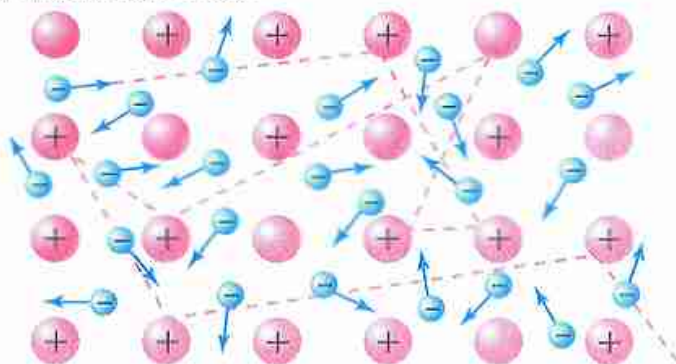


Рис. 59. Схема образования металлической связи

Особенность такого строения простых веществ металлов обусловлена наличием *металлической связи*.

Образование металлической связи. Причиной возникновения этой связи является то, что на внешнем энергетическом уровне электронных оболочек атомов металлических элементов находится мало электронов и они слабо притягиваются к ядру. Часть электронов на определённое время теряет связь с ядром своего атома. Отдав электроны, такие атомы превращаются в *катионы*, а электроны, которые потеряли связь со своими атомами, свободно перемещаются во всей массе металла, то есть становятся *обобществлёнными*.

Нужно помнить, что в массе металла постоянно происходит не только отдавание электронов атомами, но и присоединение электронов к имеющимся в металле катионам. Другими словами, образование металлической связи сопровождается одновременно и отдаванием электронов, и их присоединением. Поэтому на схеме вы видите обозначение атомов, ионов и свободных электронов.

Металлическая связь — это химическая связь, обусловленная наличием в металлах **обобществлённых электронов** (они становятся электроны внешних энергетических уровней, которые потеряли связь с ядрами своих атомов), **катионов** (образовались в результате потери атомами валентных электронов) и **атомов**, в которых сохранилась связь валентных электронов с ядром.

Металлическая связь прочная. Подтверждением этого является то, что, как и соединения с ионным типом связи, металлы – твёрдые (исключение составляет ртуть), кристаллические, преимущественно тугоплавкие вещества.

Металлические кристаллические решётки. Чистые металлы в твёрдом состоянии имеют кристаллическое строение. В узлах их кристаллических решёток в определённом геометрическом порядке расположены атомы и ионы, а обобществлённые электроны относительно свободно перемещаются по всему металлу.

Известны *гексагональная (шестиугольная)* и *кубическая (четырёхугольная)* кристаллические решётки металлов. Кубическая бывает *гранецентрированная* и *объёмноцентрированная*. На рисунке 60 изображены указанные типы кристаллических решёток металлов.

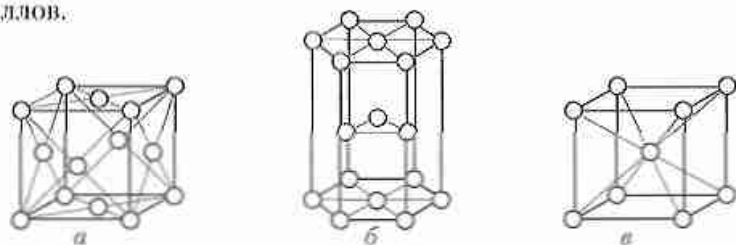


Рис. 60. Примеры кристаллических решёток металлов разных типов: а) кубическая гранецентрированная; б) гексагональная; в) кубическая объёмноцентрированная

Используя рисунок 60 и модели кристаллических решёток, продемонстрированных учителем, выясните, какое отличие между гранецентрированной и объёмноцентрированной кубическими кристаллическими решётками металлов, ознакомьтесь с образцами металлов, которые имеют тот или иной тип кристаллической решётки.

Металлы с кубической объёмноцентрированной (щелочные, щелочноземельные, железо) и кубической гранецентрированной кристаллическими решётками (алюминий, медь, серебро, золото) более пластичны, чем металлы с гексагональной кристаллической решёткой (бериллий, магний, цинк). Щелочные металлы настолько пластичны, что легко режутся ножом.

Распространённость металлических элементов и их соединений в природе. По распространённости в природе металлические элементы уступают неметаллическим. В частности, на самый распространённый в земной коре металлический элемент Алюминий приходится лишь 7,45 % массы земной коры. Вторым по распространённости в природе металлическим элементом является Феррум (4,2 %).

Сравните, во сколько раз содержание Оксигена превышает содержание самого распространённого металлического элемента в природе – Алюминия.

Металлы, расположенные в ряду активности металлов до водорода, на Земле в свободном состоянии не встречаются. Незначительные залежи, отдельные вкрапления в горных породах образуют медь, серебро, золото.

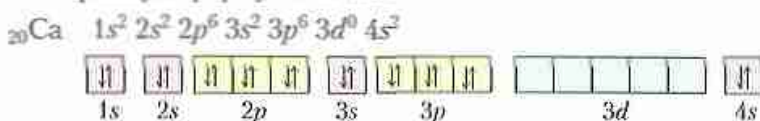
Среди природных соединений металлических элементов преобладают оксиды, сульфиды, хлориды, карбонаты, сульфаты, ортофосфаты.

О распространении некоторых из них вы узнали, изучая тему «Неметаллические элементы и их соединения». Детальную информацию о распространении соединений металлических элементов вы найдёте в следующих параграфах.

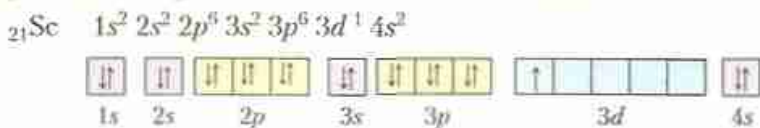


Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

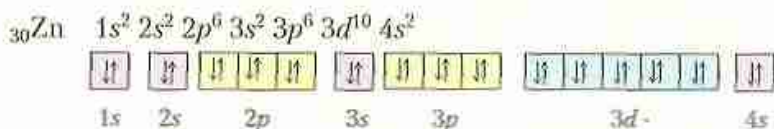
В периодической системе первые 20 химических элементов все без исключения являются элементами главных подгрупп. Электроны, которые появляются в их атомах с увеличением порядкового номера, заполняют внешние энергетические уровни. В результате их постепенного заполнения металлический элемент с порядковым номером 20 – Кальций – имеет такие электронную и графическую электронную формулы атома:



Под порядковым номером 21 в периодической системе расположен Скандий Sc. В отличие от Кальция – это металлический элемент побочной подгруппы, у которого заполнение электронной оболочки атома электронами иное, чем у металлических элементов главных подгрупп. Внешний энергетический уровень остаётся без изменений (на нём, как и у атома Кальция, содержится 2 электрона), а следующий – 21-й электрон – располагается на подуровне *d*, который до этого оставался незаполненным.



После Скандия расположены ещё 9 металлических химических элементов побочных подгрупп разных групп. У них, как и у Скандия, сохраняется одинаковое с Кальцием строение внешнего энергетического уровня атома (исключение составляют Хром $_{24}\text{Cr}$ и Купрум $_{29}\text{Cu}$, в атомах которых на внешнем s -подуровне остаётся один электрон, а второй перемещается на d -подуровень третьего энергетического уровня и электронов там становится на один больше). То есть электронами заполняется подуровень d предпоследнего уровня. В атоме Цинка он достигает максимально возможного количества электронов на d -подуровне – десяти:



У металлических элементов побочных подгрупп электрон, который появляется в атоме каждого следующего элемента, располагается не на внешнем энергетическом уровне, а на предпоследнем в подуровне d .

Обратите внимание, что химический элемент Ga с порядковым номером 31 расположен уже в главной подгруппе. Поэтому 31-й электрон, как и у всех атомов элементов главных подгрупп, располагается на внешнем энергетическом уровне в p -подуровне — $\dots 4s^2 4p^1$.

Сравните электронное строение атомов Алюминия и Галлия и выясните, что у них общего.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Распределите металлические элементы: Феррум, Кальций, Литий, Цинк, Натрий на группы по таким классификационным характеристикам:

- а) в оксидах имеют постоянную степень окисления +2;
- б) принадлежат к одной группе;
- в) принадлежат к одной подгруппе;
- г) принадлежат к одному периоду.

2. Металлический элемент образует высший оксид EO , относительная молекулярная масса которого 80. Назовите элемент, охарактеризуйте его положение в периодической системе.

3. Объясните образование металлической химической связи.

4. Металлический элемент образует хлорид ECl_2 . Назовите металлический элемент, если он принадлежит к третьему периоду.

5*. Атом металлического элемента имеет на три электрона больше, чем катион Натрия. Назовите элемент. Какое место по распространению в природе он занимает?

6*. На основании знаний о строении атома и структуре периодической системы докажите, что Магний принадлежит к металлическим, а Сульфур — к неметаллическим элементам.



§ 17. Физические свойства и применение металлов

Общие физические свойства металлов. Наличием свободных относительно подвижных электронов объясняются такие общие свойства металлов, как электропроводность, теплопроводность, металлический блеск, пластичность. Отличия в проявлении этих свойств вызваны размерами структурных частиц металлов (атомов и ионов), количеством обобществлённых электронов, силой притяжения между структурными частицами, строением кристаллических решёток, атомными массами.

В технике металлы принято разделять на группы в зависимости от их физических свойств.

По *цвету* металлы делят на **чёрные** (железо, хром, марганец) и **цветные** (все остальные).

По *плотности* различают **лёгкие** (плотность менее 5 г/см^3) и **тяжёлые** металлы (плотность свыше 5 г/см^3). Примерами лёгких являются щелочные и щелочноземельные металлы, алюминий. К тяжёлым принадлежат олово, свинец, ртуть, железо, осмий и др.

В зависимости от *температуры плавления* металлы бывают **легкоплавкие** (температура плавления не превышает 350°C) и **тугоплавкие** (температура плавления свыше 350°C). К легкоплавким относят цезий, натрий, калий, олово, свинец, к тугоплавким — железо, хром, вольфрам.

Агрегатное состояние. В обычных условиях металлы имеют твёрдое агрегатное состояние, и только один из них — ртуть — жидкое (рис. 61а).



Рис. 61. Образцы простых веществ металлов: ртуть (а); медь (б); алюминий (в)

Электропроводность металлов. Из физики вам известно, что электрический ток – это направленное движение заряженных частиц. Такими частицами в металлах являются электроны.

Вспомните, какие заряженные частицы обуславливают электропроводность растворов или расплавов электролитов и почему в твёрдом состоянии эти вещества не проводят электрический ток.

Чемпионами по электропроводности среди металлов являются серебро, медь (рис. 61б) и алюминий (рис. 61в).

Теплопроводность металлов. Из природоведения и физики вы узнали, что при касании рукой к металлическому и деревянному изделиям органы чувств человека воспринимают их температуру по-разному – металлическое изделие всегда кажется более холодным. Это объясняется тем, что металлы имеют высокую теплопроводность и тепло ладони быстро передаётся металлу, он становится более тёплым, а ладонь холодеет. Древесина плохо проводит тепло, поэтому, прикасаясь рукой к деревянному изделию, мы не чувствуем холода, как при касании к металлическим изделиям.

Наименьшую теплопроводность имеет ртуть, наибольшую – серебро, медь, золотого, алюминий.

Все металлы имеют высокую электропроводность и теплопроводность.

Металлический блеск. В компактном виде (пластинка, ступок с гладкой поверхностью) металлам свойственен металлический блеск. Он является следствием отражения света от их поверхности. Это физическое свойство лучше всего проявляется у серебра. Блеск металлов преимущественно серебристый, хотя у цезия и золота он жёлтый, у меди – кирпично-красный (рис. 62).



Рис. 62. Пластины, изготовленные из разных металлов: меди (а); алюминия (б); золота (в); цинка (г)

В порошкообразном состоянии металлы свой блеск утрачивают, за исключением алюминия, который и в порошкообразном состоянии имеет чётко выраженный металлический блеск.

Металлы не пропускают не только световые волны, но и радиоволны.

Плотность и температура плавления металлов. По этим физическим характеристиками металлы существенно отличаются между собой. Например, самый лёгкий металл — литий — имеет плотность $0,53 \text{ г/см}^3$, тогда как самый тяжёлый — осмий — $22,5 \text{ г/см}^3$.

Вычислите, во сколько раз осмий тяжелее лития и чему равно количество вещества в навесках обоих металлов массой 57 г каждая.

Самая низкая температура плавления у цезия — всего $+28 \text{ }^\circ\text{C}$. Наивысшую температуру плавления имеет вольфрам — $+3380 \text{ }^\circ\text{C}$.

Пластичность. Достаточно слегка стукнуть молотком по стеклянному изделию, чтобы оно разбилось на мелкие кусочки. С металлическими изделиями этого не случается. Благодаря металлической связи структурные частицы металла между собой настолько прочно связаны, что под ударами (одни меньшей, другие — большей силы) они лишь изменяют форму — *деформируются*. Слон атомов и ионов смещаются, но свободные электроны не дают им оторваться от основной массы металла.

Пластичность — свойство металлов деформироваться без разрушения под воздействием определённой нагрузки.



Рис. 63. Позолота купола

Наибольшая пластичность у платины и золота. Золочение куполов храмов осуществляют золотом толщиной $0,03 \text{ мм}$ (рис. 63). Золото можно вытянуть в провод, невидимый невооружённым глазом.

Рассмотренные общие физические свойства металлов свидетельствуют о том, что, в отличие от неметаллов, металлы имеют большее сходство свойств. Объяснение этому — металлическая связь.

Металлическая связь обеспечивает общие физические свойства металлов — высокую электропроводность и теплопроводность, металлический блеск, пластичность, твёрдое агрегатное состояние, однако каждый металл наделён разной степенью их проявления.

Для более подробного ознакомления с простыми веществами металлами и их физическими свойствами выполните *лабораторный опыт 9*.

Применение металлов. Среди металлов есть такие, которые уже несколько тысячелетий используются человеком, а есть и открытые намного позже.

Вспомните из истории, какие эпохи получили названия металлов или их сплавов.

Благодаря своим физическим свойствам металлы доныне находят широкое практическое применение. Больше всего добывают и используют *железо*. Его мировая добыча приблизительно в 20 раз превышает добычу всех других металлов, вместе взятых. Основная отрасль применения этого металла — машиностроение. В самолётостроении использование железа ограничено из-за его плотности, которая почти втрое больше, чем у алюминия. Железо используют в виде сплавов *чугуна* и *сталей*, с которыми вы познакомитесь в § 25.

подавляющее большинство конструкционных материалов являются сплавами.

Сплавы — это системы, образованные посредством сплавления двух и более компонентов (металлов с металлами или металлов с неметаллами). Сплавы проявляют как общие свойства металлов, так и новые, отсутствующие у каждого отдельно взятого компонента.

Железо и его сплавы имеют уникальную способность притягиваться магнитом. На этом свойстве основано их использование в грузоподъёмниках. Недостатком железа является его подверженность *коррозии* — разрушению под воздействием факторов внешней среды (см. с. 150).

Электрический ток передаётся от источника тока по алюминиевым или медным проводам. Хотя алюминий по электропроводности находится на третьем месте после серебра и меди, больше всего электрических проводов производят именно из него. Объясняется это, во-первых, распространением алюминия в природе, во-вторых, он самый лёгкий среди этих металлов, в-третьих, себестоимость производства алюминия самая низкая.



Рис. 64. Самолёт украинского производства Ан-225 «Мрия»

Алюминий принадлежит к лёгким металлам (плотность $2,7 \text{ г/см}^3$). Это и другие его свойства сыграли определяющую роль в применении алюминия и его сплавов в ракето-, самолёто-, авто- и кораблестроении. Нужно отметить, что свыше 60 % корпуса самолёта состоит из сплавов алюминия с медью, магнием, титаном, силицием, вследствие чего за ним закрепилось название крылатого металла (рис. 64).

Медь составляет основу электротехники. Достаточно распространёнными являются сплавы меди — *бронза* (основу составляют медь и олово), *латунь* (основу составляют медь и цинк), *мельхиор* (основу составляют медь и никель). Благодаря ценным механическим свойствам, стойкости к коррозии, лёгкому плавлению и обработке сплавы на основе меди широко используют в технике, изготовлении колоколов для храмов (рис. 65а), посуды, художественных и других изделий (рис. 65б). В частности, из бронзы изготовлены памятники Богдану Хмельницкому (рис. 65в) и Тарасу Шевченко в Киеве.



а



б



в

Рис. 65. Изделия из сплавов меди

Титан вдвое крепче стали и не намного тяжелее алюминия, имеет высокую температуру плавления и стойкий к коррозии. Титановая пластинка может годами находиться под водой и не подвергаться коррозии. Сплавы с добавлением титана лёгкие, крепкие, антикоррозионные, поэтому титан, как и алюминий, незаменим в корабле-, ракето- и самолётостроении.

Свинец принадлежит к тяжёлым и относительно мягким металлам, используется в изготовлении босприпасов, свинцовых аккумуляторов, подшипников. Свинец способен поглощать рентгеновские и другие вредные лучи, поэтому его используют в изготовлении средств защиты от облучения. Чтобы локализовать опасное излучение после катастрофы на Чернобыльской АЭС (см. с. 161), на разрушенный реактор и прилегающую территорию были сброшены тысячи тонн свинцосодержащих материалов.

Тонким слоем **цинка** покрывают поверхности железных изделий бытового назначения (ведра, тазы), чтобы надёжно защитить их от коррозии.

Единственный жидкий при обычных условиях металл **ртуть** используют в ядерных реакторах для отведения тепла, в медицинских термометрах.

Олово применяют в производстве разных сплавов. В частности, выполняя паяльные работы, пользуются легкоплавким сплавом олова со свинцом, который имеет название *притой*. Консервные банки изнутри покрывают тонким слоем олова.

Тантал имеет свойство, которое отсутствует в других металлах, — он не взаимодействует с живыми тканями организма человека, является для них безвредным. Благодаря этому в хирургии его используют для скрепления костей при переломах, из него изготавливают хирургические инструменты.

Производство современного автомобиля не обходится без **ванадия**. Лишь 0,1–0,2 % ванадия, добавленного к стали, делает её стойкой к трению. Из такого сплава производят подвижные детали машин, чтобы предотвращать их изнашивание.

Высокую стойкость к коррозии обеспечивают стальным изделиям добавки **хрома**. Известная вам нержавеющая сталь содержит в своём составе 18 % хрома и 8 % никеля. Хром среди металлов имеет наибольшую твёрдость и высокую стойкость к коррозии. На этих свойствах основано хромирование поверхностей железных изделий с целью защиты от коррозии и царапин. Причём толщина хромовой плёнки составляет 0,005 мм. Все блестящие части автомобилей покрыты такой плёнкой.

За **золотом** издавна закрепилось название «царь металлов». Золото — это не только блестящий ярко-жёлтый драгоценный металл, широко используемый в производстве ювелирных изделий. И доньше бумажные деньги и монеты, выпускаемые государствами в обращение, только тогда имеют ценность, если они подкреплены наличием в государственной казне определённого количества золота. Благодаря химической стойкости и пластичности его используют в химической промышленности, технике. Из 1 г золота можно изготовить до 50 м² тоненькой золотой плёнки.

Без *серебра*, как и без золота, не обходится изготовление ювелирных украшений. Однако больше всего его используют в технике (изготовление предохранителей, радиодеталей и т. п.). Тонким слоем серебра часто покрывают поверхность зеркал, ёлочные украшения.

Значительную часть добытой *платины* используют в качестве катализатора в производстве высококачественного бензина, нитратной кислоты, в окислении аммиака.

Благодаря тугоплавкости *вольфрама* из него изготавливают нити накала в электрических лампах.

Описание применения металлов можно было бы продолжить. Однако приведенных примеров вполне достаточно, чтобы понять: физические свойства металлов способствуют их широкому применению в хозяйственном комплексе Украины.

Производство металлов и сплавов называют **металлургическим производством**.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 9. Ознакомление с образцами металлов и сплавов.

Ознакомьтесь с внешним видом, цветом, способностью притягиваться магнитом выданных вам образцов металлов и сплавов. В справочной литературе найдите плотность и температуру их плавления, состав сплавов.

Результаты наблюдения и физические величины запишите в рабочей тетради в виде таблицы.

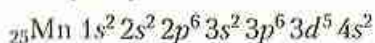


Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Как вы уже знаете, металлические химические элементы расположены в главных и в побочных подгруппах. Причём побочные подгруппы состоят исключительно из металлических элементов. Особенность строения атомов металлических элементов *главных подгрупп* заключается в том, что все валентные электроны расположены на *внешнем энергетическом уровне на s- и p-подуровнях*. Они и принимают участие в образовании химических связей, то есть являются валентными.

В атомах металлических элементов *побочных подгрупп*, кроме электронов внешнего энергетического уровня, в образовании химических связей задействованы электроны других уровней.

Рассмотрим это на примере металлического элемента Мангана, у которого 25 электронов его атома расположены в электронной оболочке на четырёх энергетических уровнях так: $2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $13\bar{e}$, $2\bar{e}$. Электронная формула подробнее отображает это распределение:



Имеющиеся на внешнем — четвёртом — энергетическом уровне два электрона обеспечивают атому Мангана возможность образовывать химические соединения, в которых он проявляет степень окисления +2, а за счёт ещё пяти *d*-электронов предпоследнего (третьего) энергетического уровня — соединения с максимальной степенью окисления +7. Существуют также соединения со степенью окисления Мангана +4.

Напишите формулы оксидов Мангана с указанными степенями окисления. Какой из них будет проявлять основные свойства, а какой — кислотные?



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Назовите известные вам общие физические свойства металлов. Сделайте вывод о том, чем они обусловлены.
2. Проработайте текст параграфа и заполните соответствующей информацией таблицу:

Металл или сплав	Применение	Свойства, которые определили применение

3. Используйте дополнительную информацию из разных источников и подготовьте сообщение о свойствах и применении металлов и сплавов, о которых не шла речь в параграфе.

4*. В составе малых групп подготовьте проект межпредметного содержания на тему «Металлургическое производство в Украине и его развитие».



§ 18. Общие химические свойства металлов, коррозия металлов

Имея на внешнем энергетическом уровне меньше половины электронов, чем их нужно для его завершения, атомам металлов энергетически выгоднее отдавать, а не присоединять электроны. Поэтому в реакциях они отдают эти электроны частицам (атомам или ионам), благодаря чему внешний энергетический уровень этих частиц приобретает завершенность.

Металлы — активные вещества. Большинство из них достаточно легко вступает в реакции *соединения с неметаллами*, о чём вы узнали, изучая химические свойства неметаллов, а также в реакции *замещения с водой, кислотами, солями*. Исключение составляют золото, серебро, платина и некоторые другие металлы.

Способность атомов металлических химических элементов отдавать, а не присоединять электроны, является их характерной особенностью. Отдавая электроны, атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы — катионы:



Рассмотрим на конкретных примерах химические свойства металлов.

1. Взаимодействие металлов с неметаллами. Продуктами взаимодействия металлов с неметаллами являются бинарные соединения. Конкретные примеры были приведены в § 5.

▶ Повторите номенклатуру бинарных соединений неметаллических элементов Оксигена, Хлора, Брома, Нитрогена, Сульфура, Фосфора. Приведите примеры соединений.

Взаимодействие металлов с кислородом. (1.1)

Щелочные и щелочноземельные металлы взаимодействуют с кислородом при комнатной температуре, а другие при нагревании, образуя оксиды (активные металлы образуют также пероксиды).

В частности, серебристо-белый кальций, который достали из-под слоя керосина, на воздухе быстро теряет блеск (рис. 66а), потому что при комнатной температуре он реагирует с кислородом:



Рассмотрим окислительно-восстановительные процессы, которые происходят при этом:



Для того чтобы магний начал реагировать с кислородом, необходимо незначительное нагревание. Для проведения опыта возьмём магниевую ленту, зажмём её в пинцете и внесём в пламя спиртовки. Магний сразу вспыхивает и горит ослепительно-белым пламенем (рис. 66б). При этом образуется магний оксид:



а

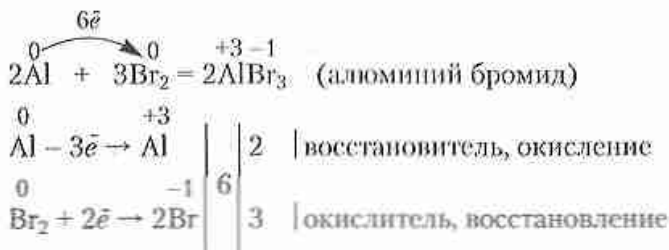


б

Рис. 66. Взаимодействие кальция (а) и магния (б) с кислородом

Взаимодействие металлов с галогенами. (1.2)

Металлы активно взаимодействуют с галогенами. Например, алюминий при обычных условиях загорается в парах брома:



Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы в реакции натрия с хлором, укажите восстановитель и окислитель.

Взаимодействие металлов с серой. (1.3)

При нагревании железо реагирует с серой.

Вычислите соотношение масс элементов Феррума и Сульфюра в феррум(II) сульфиде и вы поймёте, почему порошкообразные железо и ромбическую серу для проведения этой реакции берут в соотношении 7 : 4.

Смесь железа и серы тщательно перемешаем и убедимся, что новые вещества не образовались. Для этого поднесём магнит к смеси — порошок железа притянется к нему, а жёлтого цвета порошок серы останется.

Приготовим опять порошкообразную смесь из 7 г железа и 4 г серы, которую поместим в пробирку и начнём нагревание. Достаточно скоро увидим, что смесь в пробирке накалилась и продолжает такой быть после прекращения нагревания. Это является свидетельством протекания экзотермической реакции. После того как реакция завершится и пробирка остынет, её придётся разбить, чтобы добраться до образованного вещества чёрного цвета, измельчить и исследовать его. Окажется, что оно не притягивается магнитом. Следовательно, произошла химическая реакция, в которой железо и сера соединились с образованием нового вещества с другими, отличающимися от реагентов свойствами:



▶ Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы в этой реакции, назовите окислитель и восстановитель.

Взаимодействие металлов с другими неметаллами. (1.4)

Металлы реагируют также с азотом, фосфором, углеродом и другими неметаллами при соответствующих условиях.

▶ Напишите молекулярные уравнения взаимодействия магния с этими неметаллами. Отметьте в каждой реакции, какой реагент является восстановителем, а какой — окислителем.

2. Взаимодействие металлов со сложными веществами. Металлы вступают в реакции замещения с водой, кислотами и солями.

Взаимодействие металлов с водой. (2.1)

Изучая в 8 классе щёлочи, вы наблюдали за демонстрацией учителем взаимодействия натрия с водой. Повторим этот *демонстрационный опыт* ещё раз. Кусок натрия освободим от слоя керосина,отрежем от него небольшой кусочек (рис. 67а) и поместим в воду, в которую предварительно добавим несколько капель фенолфта-



Рис. 67. Взаимодействие натрия с водой

леина (рис. 67б). Убедимся, что взаимодействие натрия с водой происходит настолько быстро, что водород samozагорается (рис. 67в), а в растворе появляется щёлочь (фенолфталеин приобретает в нём малиновый цвет):



Щелочные, щелочноземельные металлы и алюминий, освобождённый от оксидной плёнки, при нормальных условиях реагируют с водой по схеме:



При пропускании воды над накалившимся железом её пары взаимодействуют с металлом и образуется железная окалина Fe_3O_4 :

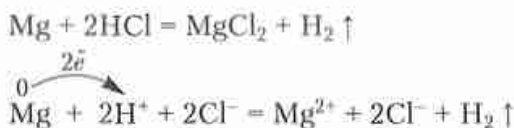


Железо, магний и некоторые другие металлы взаимодействуют с водой при высокой температуре по схеме:



Взаимодействие металлов с кислотами. (2.2)

Это взаимодействие вы осуществляли неоднократно. Например, чтобы получить водород, брали гранулы цинка и разбавленную хлоридную или сульфатную кислоту. Что является продуктами такого взаимодействия, поможет вспомнить приведённое ниже уравнение реакции:

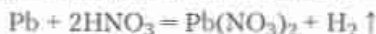


Металлы, расположенные в ряду активности до водорода, замещают атомы Гидрогена в кислотах. Реакция происходит в растворе по схеме:



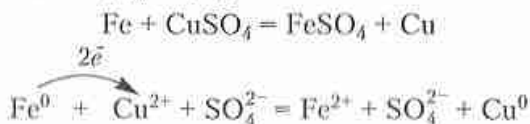
Примечание. Вы уже выучили, что нитратная и концентрированная сульфатная кислоты взаимодействуют с металлами иначе.

Повторите, как нитратная и концентрированная сульфатная кислоты взаимодействуют с металлами, найдите и исправьте ошибку, допущенную учеником, который написал такое уравнение реакции:



Взаимодействие металлов с солями. (2.3)

Один из примеров такого взаимодействия вам хорошо известен. Железные гвозди или скрепки, погружённые в раствор голубого цвета купрум(II) сульфата, достаточно быстро становятся «медными» — покрываются кирпично-красным слоем меди. В то же время цвет раствора изменяется с голубого на светло-зелёный, свойственный солям Феррума(II):



Примечание. Поскольку взаимодействие металлов с кислотами и солями происходит в растворе, не стоит для осуществления таких реакций использовать щелочные и щелочноземельные металлы, потому что они также будут взаимодействовать с водой.

Как вы уже поняли, для взаимодействия металла с растворами кислот и солей имеет значение место металла в ряду активности.

**Более активные металлы восстанавливают
менее активные из растворов их солей.**

Некоторые металлы взаимодействуют с органическими веществами. Об этом вы узнаете в 11 классе.

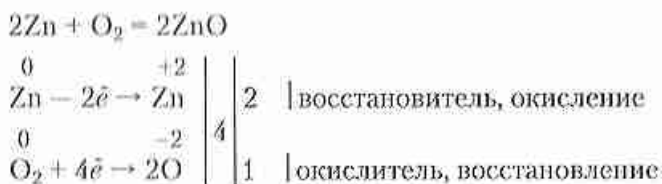
Коррозия металлов. Рассмотренные выше общие химические свойства металлов касаются их взаимодействия с другими веществами в искусственно созданных условиях, благоприятных для протекания окислительно-восстановительных процессов. Однако в окружающей среде металлы, из которых изготовлены машины, разные устройства (днища кораблей, металлические конструкции мостов и т. п.), самопроизвольно, без вмешательства человека взаимодействуют с находящимися в воздухе или воде веществами и разрушаются. Это нежелательное взаимодействие получило название **коррозия**.

**Коррозия — явление разрушения металлов и их сплавов
под воздействием веществ окружающей среды.**

Название явления происходит от латин. *corrosio* — разъедание. Различают коррозию *химическую* и *электрохимическую*.

Химическая коррозия — это разрушение металлов в результате их химического взаимодействия с сухими газами или жидкостями-неэлектролитами, имеющимися в окружающей среде.

В частности, в аппаратах химических заводов, в соплах реактивных самолётов при высокой температуре металлы реагируют с кислородом, хлором, углекислым газом и некоторыми другими веществами, например:



Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы в реакции алюминия с хлором, определите окислитель и восстановитель.

Электрохимическая коррозия — это разрушение металлов в результате их химического взаимодействия с веществами окружающей среды при наличии раствора электролита.

Электрохимическая коррозия происходит, если в окружающей металл среде есть вода и окислители — кислород, кислоты, соли. Влажный воздух с растворёнными в нём углекислым или сернистым газом — это также электролит, поскольку содержит ионы карбонатной или сульфитной кислоты. При таких условиях атомы Феррума на поверхности металлического изделия подвергаются окислению и превращаются сначала в катион Fe^{2+} , а затем в катион Fe^{3+} . Изделие постепенно разрушается, часть атомов Феррума превращается в *ржавчину*, которая преимущественно состоит из феррум(III) гидроксида и имеет коричневый или коричнево-бурый цвет.

Механизм электрохимической коррозии достаточно сложен. В упрощённом виде электрохимическую коррозию железа можно отобразить уравнением:



Если в определённом изделии контактируют два металла, то коррозии подвергается более активный из них.

Последствия коррозии металлов и средства защиты. Коррозия наносит большой вред тем, что металл теряет прочность (например, металлическая крыша дома начинает протекать); механизмы выходят из строя и останавливается работа всей машины из-за увеличения



Рис. 68. Коррозия металлических изделий

трения её подвижных частей; проложенные в земле трубы ржавеют, что с годами неминуемо приводит к прорывам тепло-трасс и систем водоснабжения. Особенно опасной является коррозия цистерн, в которых по железной дороге транспортируют экологически опасные вещества. На рисунке 68 изображены последствия коррозии.

Для защиты металлов и сплавов от коррозии прибегают к разным средствам предотвращения проявления этого нежелательного явления.

В частности, поверхность металла покрывают красками, лаками, маслами, эмалью (рис. 69а, б). Практикуют защиту поверхности одних металлов други-

ми, более активными (оцинкованные железные ёмкости для воды – вёдра, корыта, тазы и т. п.). Для предотвращения коррозии проложенных в земле стальных труб используют *протекторную защиту*, например, кусок более активного металла соединяют проводом с трубой и закапывают рядом. Пока не испортится весь металл *протектора*, стальная труба не будет повреждаться коррозией.



Рис. 69. Средства предотвращения коррозии металлов

Протекторную защиту применяют также с целью предотвращения коррозии днищ кораблей, катеров (рис. 69б). Действенным способом защиты металлов от коррозии является изготовление стойких к коррозии (за счёт добавления хрома, никеля, титана, кобальта) сплавов (рис. 69г). Это так называемые *нержавеющие стали*. Всё чаще металлические изделия заменяют пластмассовыми там, где это возможно (рис. 69д).

Вспомните, что катализаторы ускоряют химические реакции. Для замедления коррозии учёные изобрели вещества с противоположным катализаторам действием, то есть замедлители реакций, — *ингибиторы*. В частности, кислоты транспортируют по железной дороге, добавляя в цистерны ингибиторы.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Программой по химии для этого уровня общеобразовательной подготовки старшеклассников предусмотрено выполнение лабораторных опытов по сравнению химической активности металлов, исследованию взаимодействия металлов с разными кислотами. Эти два опыта (A1, A2) вошли в следующую рубрику.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт A1. Сравнение химической активности металлов.

Для проведения опыта вам понадобятся растворы магний сульфата, цинк сульфата, купрум(II) сульфата, феррум(II) сульфата с одинаковым содержанием растворённого вещества, металлы — магний, железо, цинк, медь, а также штатив, пробирки, пинцет.

Задание 1. Четыре пронумерованные пробирки наполните на $1/3$ растворами солей в последовательности, соответствующей расположению металлов, ионы которых входят в состав солей, в ряду активности.

Задание 2. Спрогнозируйте, какие из имеющихся металлов будут взаимодействовать с растворами выданных вам солей, а какие — нет.

Задание 3. Проверьте свои предположения экспериментальным путём.

Результаты наблюдений запишите в тетрадь.

Лабораторный опыт А2. Взаимодействие металлов с растворами кислот.

Для проведения опыта вам понадобятся: металлы — цинк, железо, медь; разбавленные растворы хлоридной и сульфатной кислот с одинаковым количественным содержанием растворённого вещества, пробирки, штативы для пробирок.

Задание 1. Понаблюдайте за взаимодействием цинка, железа, меди с хлоридной кислотой.

Задание 2. Проведите наблюдение за взаимодействием цинка, железа, меди с разбавленной сульфатной кислотой.

Проводя опыты, используйте каждый раз по 2 гранулы или небольшое количество порошкообразных металлов и доливайте по 2–3 мл кислоты.

Результаты наблюдений и уравнения реакций запишите в рабочих тетрадях. Сделайте вывод о соответствии активности металла его расположению в ряду активности и общности свойств кислот в реакциях с металлами.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Напишите уравнения практически возможных реакций, назовите образовавшиеся продукты реакций:

а) золото + кислород; б) цинк + кислород; в) медь + вода; г) калий + вода; д) ртуть + хлоридная кислота; е) магний + сульфатная кислота.

2. Какой объём водорода (н. у.) выделится в результате взаимодействия бария массой 13,7 г с достаточным количеством воды?

3. В каком случае будет использован больший объём кислорода: на взаимодействие с медью количеством вещества 0,4 моль или на взаимодействие с магнием массой 4,8 г (н. у.)?

4. Объясните сущность коррозии. Почему лужно защищать металлы от коррозии?

5*. В раствор массой 200 г с массовой долей купрум(II) сульфата 16 % опустили железную пластинку массой 100 г. Вычислите массу меди, осевшей на пластинке, и массу пластинки после реакции.

6*. Разработайте план проведения взаимодействия магния с хлоридной кислотой, в котором предусмотрите: выявление водорода; выявление соли; доказательство того, что образовавшаяся соль — хлорид.



§ 19. Щелочные, щелочноземельные элементы. Магний

Положение щелочных металлических элементов в периодической системе, строение их атомов. К семейству *щелочных элементов* принадлежат расположенные в I группе главной подгруппе Литий Li, Натрий Na, Калий K, Рубидий Rb, Цезий Cs, Франций Fr. Название семейства происходит от того, что растворами их гидратов оксидов являются мыльные на ощупь *щёлочи*. В 8 классе вы узнали, что это самые активные металлические элементы. Чем объясняется их высокая химическая активность? Ответ кроется в строении внешнего энергетического уровня электронных оболочек атомов. У всех без исключения щелочных элементов он состоит из одного *s*-электрона. Бесспорно, что таким атомам энергетически выгодно отдавать окислителям единственный, к тому же слабо связанный с ядром атома валентный электрон, то есть проявлять сильные восстановительные свойства.

▶ Напишите электронные и графические электронные формулы атомов Лития, Натрия и Калия.

С увеличением порядкового номера щелочных элементов от Лития к Францию увеличивается радиус атома, а следовательно, и расстояние между ядром и валентным электроном, что облегчает его отдавание другим атомам. Поэтому, имея общие свойства, каждый следующий щелочной элемент проявляет большую по сравнению с предыдущим химическую активность.

Наличие у атомов щелочных элементов лишь одного валентного электрона, который они легко отдают в химических реакциях другим атомам, обуславливает высокую химическую активность щелочных металлов, возрастающую от лития к францию.

Щелочные металлы имеют названия, которые совпадают с названиями элементов.

Физические свойства щелочных металлов. Все они серебристо-белого цвета, мягкие (легко режутся ножом) (см. рис. 67а), лёгкие (по сравнению с другими металлами имеют наименьшую плотность), легкоплавкие (у лития температура плавления $+179,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, у цезия $+28,5\text{ }^{\circ}\text{C}$), хорошо проводят электрический ток и тепло.



а



б

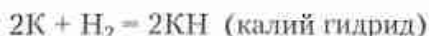
Рис. 70.
Окрашивание
пламени ионами
Натрия (а)
и Калия (б)

Поэтому литий и натрий применяют в ядерных реакторах как теплоносители. Ионы Натрия окрашивают пламя в жёлтый цвет (рис. 70а), ионы Калия — в фиолетовый (рис. 70б).

Химические свойства щелочных металлов. Щелочные металлы проявляют общие свойства металлов, рассмотренные в § 18, причём все реакции происходят быстро. Не случайно эти металлы хранят под слоем керосина. Если кусочек щелочного металла оставить на воздухе без защиты, он будет реагировать с кислородом, водой, углекислым газом, имеющимся в воздухе, и покрываться слоем налёта — смесью оксида, гидроксида и карбоната щелочного элемента. Активное взаимодействие этих металлов с водой вам неоднократно демонстрировали в предыдущих классах. Щелочные металлы соединяются со всеми неметаллами, кроме инертных газов.

На примере лития напишите уравнение реакций, которые характеризуют химические свойства щелочных металлов.

Кроме рассмотренных общих свойств металлов, щелочные металлы реагируют с водородом и образуют *гидриды* — твёрдые бинарные соединения с Водородом:



Определите степень окисления Водорода в калий гидриде.

Щелочные металлы — самые активные из всех металлов.

В реакциях соединения с неметаллами, реакциях замещения со сложными веществами они выступают восстановителями по схеме



Основный характер оксидов и гидроксидов щелочных элементов. Генетическую связь соединений щелочных элементов отображает схема:



Оксиды и гидроксиды щелочных элементов имеют чётко выраженный основной характер, что проявляется во взаимодействии с кислотными оксидами и кислотами:



Гидроксиды щелочных элементов принадлежат к *щёлочам* — растворимым в воде основаниям, которым, кроме реакции нейтрализации, свойственно взаимодействие с кислотными оксидами и солями.

Для подтверждения свойств оксидов и гидроксидов щелочных металлических элементов напишите уравнения реакций калий гидроксида с сульфур(IV) оксидом и купрум(II) сульфатом.

В отличие от нерастворимых оснований щёлочи стойкие к нагреванию.

Положение щелочноземельных металлических элементов в периодической системе, строение их атомов. К семейству щелочноземельных элементов принадлежат металлические элементы II группы главной подгруппы: Кальций Ca, Стронций Sr, Барий Ba и Радий Ra. В названии семейства присутствует составляющая *щелочной* потому, что растворы их гидратов оксидов тоже мыльные на ощупь. Вторая составляющая названия — *земельные* — связана с тем, что оксиды этих элементов впервые были выделены из минералов земной коры. У всех представителей этого семейства одинаковое строение внешнего энергетического уровня, на нём размещены 2 электрона. Как и у щелочных металлов, названия щелочноземельных элементов и образованных ими простых веществ совпадают.

Физические свойства щелочноземельных металлов. Они схожи с физическими свойствами щелочных металлов, однако несколько уступают им. Аналогично щелочным элементам ионы щелочноземельных также окрашивают пламя. Например, ионы Кальция — в кирпично-красный цвет (рис. 71а), ионы Бария — в зелёный (рис. 71б).

Химические свойства щелочноземельных металлов. Атомы щелочноземельных металлов в реакциях легко отдают 2 валентных электрона внешнего энергетического уровня. Этим объясняется высокая химическая активность простых



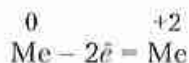
а



б

Рис. 71.
Окрашивание
пламени ионами
Кальция (а)
и Бария (б)

веществ, образованных атомами щелочноземельных химических элементов. Её можно записать в виде общей схемы окисления:



Щелочноземельные металлы вступают в одни и те же реакции, что и щелочные металлы, их гидроксиды также являются щелочами. Однако по химической активности щелочноземельные металлы несколько уступают щелочным.

С увеличением порядкового номера щелочноземельных элементов от Кальция к Радью увеличивается радиус атома и ослабляется связь валентных электронов с ядром. В результате этого химическая активность образованных ими веществ растёт.

Самостоятельно напишите молекулярные уравнения, подтверждающие общие химические свойства щелочноземельных металлов.

Генетическую связь щелочноземельных металлов и их соединений передаёт схема:



Оксиды и гидроксиды щелочноземельных элементов имеют чётко выраженные основные свойства. В подтверждение этого проведём *демонстрационный опыт*. К небольшому количеству порошка кальций оксида, насыпанного в фарфоровую чашку, добавим воды (рис. 72а) — наблюдаем бурное взаимодействие, сопровождаемое вспениванием содержимого чашки. Если к полученному раствору добавить несколько капель индикатора фенолфталеина, то он приобретёт малиновый цвет, что свидетельствует о наличии щёлочи (рис. 72б):

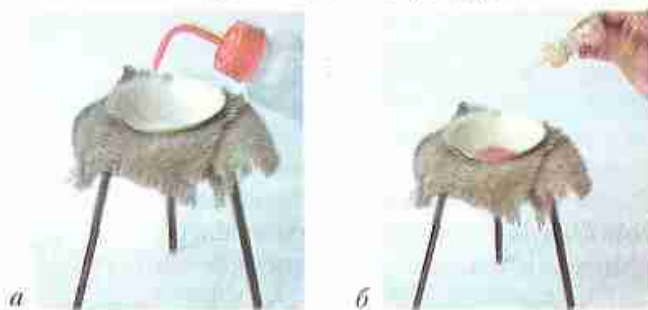


Рис. 72. Взаимодействие кальций оксида с водой (а) и исследование характера продукта реакции (б)

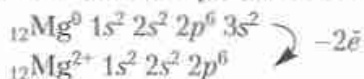
Хотя кальций гидроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и отнесён к щёлочам (в его прозрачном растворе, который имеет название *известковая вода*, фенолфталеин приобретает малиновый цвет), он является мало-растворимым веществом.

В подтверждение основных свойств оксидов и гидроксидов щелочноземельных элементов напишите уравнения соответствующих реакций.

В периодической системе вместе со щелочноземельными элементами в главной подгруппе II группы расположен металлический элемент **Магний**, атом которого также имеет два валентных электрона на внешнем энергетическом уровне.

Напишите электронную и графическую электронную формулы атома Магния.

Согласно электронной формуле до завершения внешнего энергетического уровня у атома Магния не хватает 6 электронов. А в случае отдавания имеющихся на нём двух электронов атом превращается в катион Магния Mg^{2+} , у которого внешним энергетическим уровнем становится предпоследний, а он завершён:



Этим объясняется сходство соединений Магния и соединений щелочноземельных химических элементов.

Сгорая на воздухе, магний образует основной оксид MgO , а ему соответствует малорастворимое основание магний гидроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Магний принадлежит к активным металлам. Магний оксид MgO и гидрат оксида $\text{Mg}(\text{OH})_2$ имеют основные свойства.

Биологическая роль щелочных и щелочноземельных элементов. Ионы **Натрия** активно участвуют в водно-солевом обмене и поддержании кислотно-щелочного равновесия в организме животных и человека. Они содержатся в эритроцитах и плазме крови, пищеварительных соках. В крови и тканях тела человека содержится около 100 г ионов Натрия, которые поступают в организм преимущественно в составе кухонной соли NaCl . Суточная потребность человека в этом веществе (если нет противопоказаний) составляет 10–15 г. Как недостаток, так и избыток натрия хлорида в питании человека вредны для здоровья.

Массовая доля натрия хлорида в крови человека составляет 0,9%. С таким содержанием этого вещества фармацевты готовят *физиологи-*

ческий раствор, который используют в качестве временной замены плазмы крови и вводят с помощью капельницы внутривенно.

Роль Натрия для растений до конца не установлена.

Калий является жизненно необходимым элементом питания растений. Ионы Калия всегда присутствуют в клетках животного организма и человека. Организм взрослого человека содержит около 175 г ионов Калия, а суточная потребность в них составляет не более 4 г. Ионы Калия положительно влияют на работу сердечно-сосудистой системы, обеспечивают нормальное функционирование мягких тканей (например, клеток мозга и печени), повышают тонус гладких мышц. Ионы Калия играют важную роль в поддержании автоматизма сокращения сердечной мышцы — миокарда. Организм человека получает ионы Калия преимущественно с растительной едой. В частности, ценными источниками ионов Калия являются картофель, фасоль, бананы, апельсины, абрикосы, шиповник, чёрная и красная смородина, капуста, орехи.

Как отмечалось в § 11, недостаток этого элемента в почве отрицательно влияет на развитие растений: их рост замедляется, листья желтеют, плоды становятся менее сладкими, а семена теряют всхожесть. Поэтому наряду с азотными и фосфорными удобрениями в сельском хозяйстве применяют калийные удобрения.

Обычно калийные удобрения — это измельчённые природные соли Калия: *сильвинит* $KCl \cdot NaCl$ и *калийная соль* KCl .

▶ Приведите примеры известных вам калийных удобрений.

Некоторым растениям и почвам вредит избыток анионов Хлора, в этом случае используют калийную селитру или калий сульфат, себестоимость которых более высокая, поскольку их приходится получать в заводских условиях.

Ионы **Кальция** присутствуют во всех тканях и жидкостях организма человека, они нужны для нормальной работы мышц и свёртываемости крови. Скелет позвоночных, твёрдый покров ракообразных, черепа, моллюсков, кораллы образованы кальций ортофосфатом и кальций карбонатом.

Магний — жизненно необходимый элемент не только для растений, но и для всего живого на Земле. Дело в том, что хлорофилл, при участии которого в растениях происходит фотосинтез, имеет в своём составе ионы Магния.

Опасными для живой природы являются *радиоактивные изотопы* таких представителей семейства щелочных и щелочноземельных элементов, как **Стронций** и **Цезий**. Образование радиоактивных изотопов, в частности изотопов Цезия ^{135}Cs и ^{137}Cs , изотопа Стронция ^{90}Sr , происходит при расщеплении ядерного топлива в

атомных реакторах. Названные изотопы долгоживущие (период полураспада первого составляет около 2,3 млн лет, второго — 30,17 млн лет, третьего — 29,12 млн лет). Загрязнение биосферы радиоактивными изотопами происходит вследствие выбросов заводов, которые утилизируют отходы атомных электростанций, а также отходов производств, которые работают с использованием радиоактивных веществ и материалов. Но наиболее опасными являются испытания ядерного оружия и аварии на атомных электростанциях. Одна из таких аварий произошла 26 апреля 1986 г. на Чернобыльской АЭС, где вышел из строя и взорвался один из атомных блоков (рис. 73), и на десятки лет 30-километровая территория вокруг станции превратилась в зону, непригодную для проживания людей.



Рис. 73.
Разрушенный энергоблок Чернобыльской АЭС сразу после аварии

Попадая в организм животных и человека непосредственно с водой и едой, а в растительные организмы во время минерального питания, радиоактивные изотопы ^{135}Cs и ^{137}Cs , ^{90}Sr облучают клетки, чем наносят им большой вред. Кроме этого радиоактивный Стронций, находясь вместо Кальция в скелете и зубах, постоянно облучает организм, вследствие чего кости становятся ломкими, а зубы крошатся и выпадают. При длительном поступлении даже небольшого количества радиоактивного Стронция ввиду постоянного облучения костной ткани может произойти заболевание *лейкемией* или *раком* костей.

Во избежание поступления опасных радиоактивных химических элементов в организм на объектах, работа которых связана с использованием радиоактивных веществ или образованием радиоактивных изотопов, осуществляют радиоактивный контроль. Продукцию сельского хозяйства, продукты питания, почву и воду



Рис. 74. Дозиметр (а), мобильная химико-радиологическая лаборатория (б), предупреждающий знак (в)

Распространённость соединений щелочных, щелочноземельных элементов и Магния в природе. В литосфере эти элементы встречаются только в составе соединений, среди которых преобладают соли. Украина богата запасами каменной соли, или галита NaCl , которая в измельчённом виде используется как кухонная соль. Металлический элемент Калий образует природные залежи калийной соли, сильвинита, полевого шпата, ортоклаза. Вы также знаете, что элемент Кальций входит в состав кальцита, мрамора, мела, известняка, ракушечника, гипса. Наиболее распространённым минералом Магния является доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$. Как видим, это соль двух металлических элементов (двойная соль).

Из ранее изученного на уроках географии и химии вспомните, где в Украине есть залежи соединений щелочных, щелочноземельных элементов и Магния.

Ввиду того, что Земля на 2/3 покрыта водой, содержание металлических элементов в гидросфере не меньше, чем в литосфере. Подавляющее их большинство находится в растворе в виде ионов. Стоит лишь вспомнить, что 1 л морской воды содержит около 35 г солей.

Понятие о качестве воды. Обитатели морей и океанов приспособились к существованию в солёной воде, а вот наземным растениям для питания, людям и животным суши для питья нужна пресная вода – вода с небольшим содержанием растворённых в ней веществ, которые питьевой воде придают вкус. Водоснабжение жителей больших городов осуществляется водой рек и подземными водами. В частности, днепровскую воду потребляют жители Киева, Днепропетровска, Запорожья и других городов. Вам известно, что, прежде чем вода появится в квартирах, её очищают и обеззараживают, постоянно осуществляя *контроль качества воды*.

Контроль качества воды заключается в выявлении соответствия состава питьевой воды установленным государственным нормам.

В специальных лабораториях специалисты, имеющие соответствующую химико-биологическую подготовку, проводят качественный и количественный анализ питьевой воды на содержание в ней катионов металлических элементов и Водорода, анионов кислотных остатков, вредных микроорганизмов, а также разных органических веществ, загрязнение воды которыми может произойти в результате хозяйственной деятельности человека.

В настоящее время стали широко употреблять минеральные воды.

Минеральная вода — это взятая из подземных источников вода, которая содержит растворённые вещества, полезные для человеческого организма.

По надписям на этикетках разных минеральных вод выясните, какие ионы в них присутствуют и доминируют по количественному содержанию.

Достаточно часто минеральные воды насыщают углекислым газом для более длительного хранения.

Поразмыслите, благодаря чему эта процедура продлевает срок хранения воды и что общего в ней с использованием уксусной кислоты во время консервирования овощей.



Рис. 76.
Минеральные воды
Украины:
«Миргородская» (а)
и «Моршинская» (б)

Если в составе питьевой или минеральной воды катионы Кальция и Магния являются полезными, то для воды, в которой стирают бельё, которую кипятят (приготовление блюд, чая, кофе и т. п.), используют в системах отопления помещений, их присутствие нежелательно и в известной степени вредно. С наличием в воде солей Кальция и Магния — гидрогенкарбонатов, хлоридов и сульфатов — связано понятие *жёсткость воды*.

Понятие о жёсткости воды. Вода, 1 л которой содержит до 2 ммоль ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , считается *мягкой*. Вода с содержанием свыше 10 ммоль/л ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} считается *жёсткой*. Примером мягкой воды является дождевая, жёсткой — вода морей и океанов. Как видим, содержание солей Кальция и Магния в мягкой воде в несколько раз меньше, чем в жёсткой.

Напишите формулы солей, которые обуславливают жёсткость воды.

Различают *временную, постоянную и общую* жёсткость воды.

Жёсткость воды, обусловленную содержанием в ней кальций гидрогенкарбоната и магний гидрогенкарбоната, называют *временной*, или *карбонатной*, жёсткостью.

Её можно устранить кипячением.

Как вам известно, гидрогенкарбонаты при нагревании превращаются в карбонаты:



Эта реакция происходит при кипячении воды, жёсткость которой является временной и обусловлена наличием в ней кальций



Рис. 77.
Нагревательный
элемент, покрытый
слоем накипи

гидрогенкарбоната и магний гидрогенкарбоната. Нерастворимые в воде карбонаты, образующиеся при этом, оседают на внутренней поверхности сосуда в виде белого осадка, а если есть примеси соединений Феррума, то с коричневым оттенком, образуявая *накипь*. В отличие от металла накипь имеет слабую теплопроводность. Это ухудшает процесс теплообмена в паровых котлах и чайниках, приводит к перерасходу топлива и перегреву металлических поверхностей, со временем выводит из строя посуду для кипячения воды, механизмы стиральных машин (рис. 77) и т. п. В жёсткой воде плохо развариваются продукты.

Кроме кипячения, временную жёсткость устраняют химическим путём, добавляя в воду кальций гидроксид (гашёную известь).

▶ Напишите уравнение реакции, которая происходит при этом.

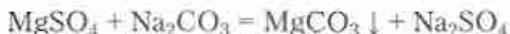
Ознакамливаясь в 9 классе с важнейшими органическими соединениями, вы узнали, что мыло $C_{17}H_{35}COONa$ является натриевой солью органической стеариновой кислоты. Как и все соединения Натрия, мыло хорошо растворяется в воде и в растворённом состоянии проявляет своё мощное действие. Однако при наличии в воде ионов Кальция или Магния мыло вступает в реакцию обмена с образованием нерастворимых соединений Кальция и Магния. Это их «хлопья» мы видим на поверхности жёсткой воды, когда пробуем стирать в ней вещи мылом. До тех пор, пока катионы Кальция и Магния не будут переведены в нерастворимое состояние, мощное действие мыла проявляется слабо. Это увеличивает расходы мыла и ухудшает структуру и качество тканей. В отличие от мыла синтетические моющие средства (стиральные порошки, пасты, жидкости) не образуют нерастворимых солей Кальция и Магния, благодаря чему обеспечивают эффективную стирку и экономное расходование моющих средств как в мягкой, так и в жёсткой воде.

Кроме солей карбонатной кислоты, в воде могут быть соли хлоридной и сульфатной кислот, которые нельзя удалить из раствора кипячением.

Наличие в воде сульфатов и хлоридов Кальция и Магния обуславливает *постоянную*, или *некарбонатную*, *жёсткость* воды.

В отличие от временной, постоянную жёсткость нельзя устранить кипячением. Её устраняют химическим способом, используя веще-

ства, которые переводят ионы Кальция и Магния из раствора в практически нерастворимые соединения. Это может быть натрий карбонат (кальцинированная сода) Na_2CO_3 . Как и в случае с временной жёсткостью, образуется нерастворимый карбонат:



Перспективным и эффективным способом устранения жёсткости воды является пропускание её через ионообменные колонки (рис. 78). Они заполнены ионообменными материалами, которые практически не растворяются в воде, но содержат подвижные ионы, например Натрия, которые обмениваются на присутствующие в жёсткой воде ионы Кальция и Магния. В результате такого обмена катионы Кальция и Магния остаются в ионообменной колонке и вода становится мягкой. Важно также то, что ионообменный материал поддаётся регенерации.



Рис. 78.
Умягчение воды
в лабораторных
условиях
с использованием
ионообменной
колонки

Постоянную жёсткость воды устраняют с помощью веществ, которые образуют с катионами Кальция и Магния нерастворимые соединения, или воду пропускают через ионообменные колонки.

Термином *общая жёсткость* характеризуют одновременное присутствие в воде соединений, которые обуславливают временную и постоянную жёсткость. Качество природных вод характеризуют преимущественно этим термином, поскольку в большинстве случаев природная вода содержит и карбонаты, и хлориды, и сульфаты.

Ещё с одним способом умягчения воды — дистилляцией — вы уже ознакомились.

▶ Поразмышляйте, какой вид жёсткости воды устраняют дистилляцией.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 12. Устранение накипи с поверхности бытовых приборов (опыт следует выполнять в домашних условиях).

Для опыта вам понадобится: чайник, кастрюля или другая бытовая посуда, на стенках которой от длительного кипячения воды образовалась накипь нерастворимых карбонатов; лимонная кислота или специальное средство для удаления накипи, приобретённое в магазине.

Задание 1. Устраните накипь с поверхности любого бытового прибора. Для этого наполните его на 2/3 водой, всыпьте лимонную кислоту (если вместимость посуды 3 л, то достаточно одной упаковки лимонной кислоты), закройте крышкой и поставьте кипятить на 30 мин. После завершения срока кипячения подождите, пока жидкость остынет (тем временем реакция может ещё продолжаться). Вылейте раствор из посуды и тщательно ополосните её. Какие изменения произошли со стенками посуды?

Результаты проведённого опыта запишите в рабочую тетрадь, дайте им объяснение. Сделайте вывод о силе электролитов карбонатной и лимонной кислот.

Задание 2. Если имеете возможность приобрести одно из средств, предназначенных для устранения накипи, выполните опыт, воспользовавшись им. При выполнении опыта чётко придерживайтесь инструкции, прилагаемой к средству. Результаты проведённого опыта запишите в рабочую тетрадь, а также отметьте основное вещество в составе средства, предназначенного для снятия накипи.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Как вам известно, чистое вещество не содержит примесей других веществ. В природе, технике, быту вы не найдёте чистых веществ. Однако, смешиваясь с другими веществами, которые имеют отличительные свойства, вещества не теряют своих индивидуальных свойств и проявляют их во время химических реакций. Поэтому к компонентам смеси иногда применяют термины *основное вещество* и *примеси*.

Примесями называют вещества, которые отличаются по составу и свойствам от основного реагента, но находятся с ним в смеси.

Содержание примесей определяют в долях единицы или в процентах. Другими словами, примеси являются своеобразным балластом, не принимающим участия в реакции, и выход продукта реакции зависит только от содержания чистого вещества. Вычисление по химическим уравнениям количества вещества, массы или объёма (для газообразных веществ) продуктов реакции по количеству вещества, массе или объёму реагента, который содержит

определённую долю примесей, начинают с того, что по известной массовой доле примесей вычисляют их массу или объём и вычитают от общей массы или объёма порции вещества. Из приведённого текста становится понятно, что:

$$m_1 \text{ ч. в.} + m_2 \text{ пр.} = m_3 \text{ масса в. с пр.,}$$

или:

$$\omega_{\text{ч. в.}} + \omega_{\text{пр.}} = 1 \text{ (100 \%)}$$

Отсюда:

$$m_1 \text{ ч. в.} = m_3 \text{ масса в. с пр.} - m_2 \text{ пр.,}$$

или:

$$\omega_{\text{ч. в.}} = 1 \text{ (100 \%)} - \omega_{\text{пр.}}$$

Рассмотрим примеры.

Задача 1. Какую массу негашёной извести можно получить из известняка массой 500 г, содержание некарбонатных примесей в котором составляет 20 %?

Решение

1. Запишем сокращённое условие задачи.

<i>Дано:</i> m известняка = 500 г ω примесей = 20 % или 0,2 $m_{\text{CaO}} = ?$
--

2. Вычислим массу чистого кальций карбоната в известняке массой 500 г.

Вычисление можно провести двумя способами.

Первый способ. Вычисляем массу примесей и вычитаем её от общей массы известняка:

$$m_{\text{пр.}} = 500 \cdot 0,2 = 100 \text{ (г)}$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = 500 - 100 = 400 \text{ (г)}$$

Второй способ. Этот же результат получим, если сначала вычислим массовую долю чистого вещества, и, используя полученный результат, установим массу кальций карбоната:

$$\omega_{\text{CaCO}_3} = 100 \% - 20 \% = 80 \%, \text{ или } 0,8$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = 500 \cdot 0,8 = 400 \text{ (г)}$$

по 100 г раствора кальцинированной соды с массовой долей натрия карбоната 5 %. Повторите опыт со всеми порциями воды.

Опишите результаты наблюдения за содержимым сосудов. (Помните, что любое помутнение в химии считается осадком.) Удалось ли вам на основе визуальных наблюдений обнаружить, какая вода имела наивысшую, а какая — самую низкую жёсткость?

5. Какой объём карбон(IV) оксида (в. у.) можно получить из угля массой 50 г, массовая доля негорючих примесей в котором составляет 4 %?

6*. Предложите способ опреснения морской воды, который можно было бы использовать в экстремальной ситуации пребывания человека в открытом море без запаса пресной воды.

7*. Воспользовавшись условиями задач, решение которых приведено в рубрике «Для тех, кто изучает химию на академическом уровне», составьте и решите прямую и обратную задачи на получение определённого объёма углекислого газа.

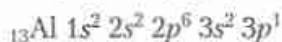


§ 21. Алюминий как химический элемент и простое вещество. Соединения Алюминия

Алюминий как химический элемент. Этот химический элемент имеет порядковый номер 13 в периодической системе.

Охарактеризуйте положение Алюминия в периодической системе химических элементов и строение его атома.

В соответствии с электронной формулой атома Алюминия



его 13 электронов расположены на трёх энергетических уровнях, из них три содержатся на внешнем энергетическом уровне. Обратите внимание на то, что в одном с Алюминием периоде слева расположен металлический элемент Магний, справа — неметаллический элемент Силиций. Такое положение Алюминия, а также наличие на внешнем энергетическом уровне трёх электронов определили характер химических свойств металла алюминия, оксида и гидроксида Алюминия.

Алюминий — металлический химический элемент, оксид и гидроксид которого наделены **амфотерными** свойствами, то есть в зависимости от реагентов эти соединения проявляют и основной, и кислотный характер.



Рис. 79. Природные соединения Алюминия: каолин (а); корунд (б); боксит (в)

Алюминий входит в тройку наиболее распространённых химических элементов на Земле (после неметаллических элементов Оксигена и Силиция). Среди металлических элементов по распространённости он на первом месте. Как активный металлический элемент в природе в свободном состоянии не встречается. Входит в состав горных пород и минералов, среди которых наиболее распространёнными являются полевой шпат, каолин, или белая глина (рис. 79а), корунд (рис. 79б), боксит (рис. 79в).

Алюминий как простое вещество. Алюминий — серебристо-белый с выразительным металлическим блеском металл. Имеет плотность $2,7 \text{ г/см}^3$ и температуру плавления $660 \text{ }^\circ\text{C}$. Лёгкий, мягкий, ковкий, легко поддаётся прокату и штамповке. Из него изготавливают провода, тонкую плёнку (алюминиевую фольгу), которую применяют в пищевой и фармацевтической отраслях для упаковки продуктов и таблеток. Однако основное применение алюминия связано с его высокими электро- и теплопроводностью, способностью к образованию лёгких, крепких и коррозионностойких сплавов (повторите § 17, где рассматривается применение металлов, в частности алюминия).

Химические свойства алюминия. В ряду активности металлов алюминий расположен сразу за щелочными, щелочноземельными металлами и магнием, что указывает на его высокую химическую активность. Для Алюминия характерна степень окисления +3.

1. Взаимодействие алюминия с кислородом.

На воздухе алюминий окисляется, покрывается тонкой плёнкой оксида Al_2O_3 и приобретает матовый оттенок. Эта плёнка толщиной всего 5–10 нм надёжно защищает металл от последующего взаимодействия с кислородом и водой, которые всегда присутствуют в воздухе.

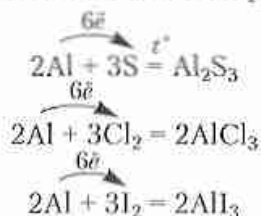
В кислороде порошок или стружка алюминия сгорают при высокой температуре с образованием оксида:



Напишите электронный баланс этой реакции, укажите процессы окисления и восстановления.

2. Взаимодействие алюминия с другими неметаллами.

При разных температурных условиях, в некоторых случаях с применением катализаторов, алюминий реагирует с большинством неметаллов (исключение составляют водород и инертные газы):



Назовите продукты рассмотренных реакций.

Взаимодействие алюминия с иодом происходит при комнатной температуре и катализируется водой. Для проведения реакции порошок алюминия смешивают с измельчённым иодом и добавляют несколько капель воды (рис. 80а). Сразу начинается бурная реакция (рис. 80б). Демонстрационный опыт выполняют с применением стеклянного колокола или под тягой.



Рис. 80. Взаимодействие алюминия с иодом

3. Взаимодействие алюминия с кислотами.

Алюминий, освобождённый от оксидной плёнки, активно реагирует с хлоридной кислотой (рис. 81а) и несколько медленнее — с разбавленной сульфатной кислотой (рис. 81б) с выделением водорода:

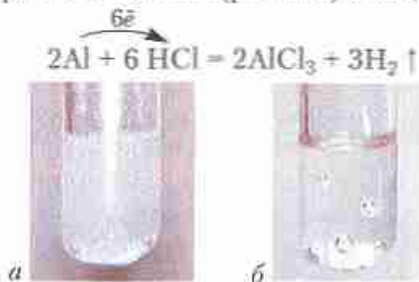


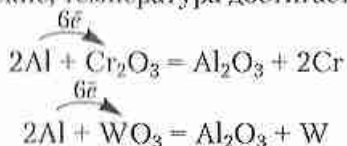
Рис. 81. Взаимодействие алюминия с хлоридной (а) и сульфатной (б) кислотами

Напишите молекулярное уравнение реакции алюминия с разбавленной сульфатной кислотой.

Осуществить взаимодействие алюминия с концентрированными нитратной и сульфатной кислотами на холоде практически невозможно.

4. Взаимодействие алюминия с оксидами металлических элементов.

Алюминий восстанавливает много металлов из их оксидов. Реакции экзотермические, температура достигает 1200–3000 °С:



Это свойство алюминия применяют в промышленности для добывания некоторых металлов.

Восстановление металлов из их оксидов при помощи алюминия получило название **алюминотермия** (**алюмотермия**).

Открытие алюминотермии принадлежит химику Н. Н. Бекетову. С его биографическими данными вы ознакомились в 8 классе, изучая ряд активности металлов, установленный учёным экспериментально и названный в его честь.

5. Взаимодействие алюминия с водой:



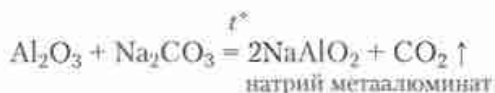
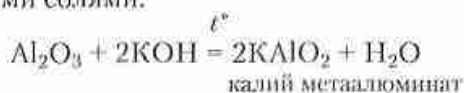
Для того чтобы произошло это взаимодействие, нужно сначала снять с поверхности алюминия защитную оксидную плёнку. Это можно сделать, например, с помощью наждачной бумаги.

Алюминий – активный металл, легко вступающий во взаимодействие с простыми и сложными веществами и проявляющий восстановительные свойства.

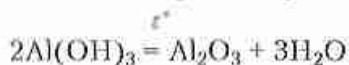
Алюминий оксид Al_2O_3 и алюминий гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. **Алюминий оксид** – твёрдое тугоплавкое вещество белого цвета, нерастворимое в воде. Основная отрасль применения – добывание алюминия. Крупнокристаллический алюминий оксид, или корунд,

является драгоценным камнем (рубин, сапфир), цвет которого обуславливают примеси других минералов.

Алюминий оксид Al_2O_3 — химически стойкий. С кислотами он взаимодействует в случае получения прокаливанием алюминий гидроксида. При сплавлении алюминий оксид реагирует со щелочами и некоторыми солями:



Алюминий гидроксид — нерастворимое в воде вещество, которое при нагревании до $600\text{--}800^\circ\text{C}$ теряет воду:



Как вы уже знаете из 8 класса, алюминий гидроксид проявляет амфотерные свойства — при обычных условиях он реагирует с кислотами и щелочами. Вспомнить эти свойства вам поможет выполнение *лабораторного опыта 13*. Вы должны получить алюминий гидроксид реакцией ионного обмена между растворимой в воде солью Алюминия и щелочью и подтвердить экспериментально амфотерные свойства полученного вещества.

В реакции с кислотой алюминий гидроксид растворится, поскольку продуктом взаимодействия является растворимая в воде соль. Если использовать, например, хлоридную кислоту, то образуется алюминий хлорид AlCl_3 :



В реакции со щелочью, например натрий гидроксидом, также произойдёт растворение осадка алюминий гидроксида, вместо этого образуется растворимая соль натрий гексагидроксоалюминат $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$. В первой соли Алюминий находится в составе катиона Al^{3+} , во второй он является составной частью аниона $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$. Подробнее об этом изложено в рубрике «Для тех, кто изучает химию на академическом уровне».

Алюминий гидроксид принадлежит к амфотерным соединениям, которые взаимодействуют с кислотами и щелочами, образуя растворимые соли и воду.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 13. Получение алюминий гидроксида и подтверждение его амфотерности.

Для проведения опыта вам понадобятся: раствор соли Алюминия, например алюминий хлорида или алюминий сульфата; кислота, например сульфатная; раствор щёлочи, например натрий гидроксид; три чистых пробирки, штатив для пробирок.

Задание 1. Получите нерастворимый алюминий гидроксид. Для этого в пробирку налейте 3–4 мл раствора щёлочи и небольшими порциями добавляйте раствор соли Алюминия. Как только образуется осадок, прекратите доливать раствор соли. Напишите ионно-молекулярное уравнение этого взаимодействия веществ.

Задание 2. Полученный осадок равномерно разделите в три пробирки. Первая будет контрольной, во второй пробирке проведите взаимодействие алюминий гидроксида с кислотой, в третьей — со щёлочью.

Задание 3. К осадку во второй пробирке долейте 1–2 мл кислоты, наблюдайте за изменениями в пробирке, дайте им объяснение. Напишите молекулярное и ионные уравнения реакции.

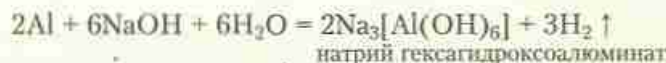
Задание 4. К осадку в третьей пробирке долейте 1–2 мл щёлочи, наблюдайте за изменениями в пробирке. Молекулярное и ионные уравнения подобного взаимодействия приведены в рубрике «Для тех, кто изучает химию на академическом уровне».

О каких свойствах алюминий гидроксида свидетельствуют результаты выполнения лабораторного опыта?



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Взаимодействие алюминия со щёлочью. Алюминий активно взаимодействует с растворами щёлочей:



Как экспериментально доказать, что при взаимодействии алюминия с раствором щёлочи выделяется водород?

Выполняя лабораторный опыт 13, вы убедились, что при обычных условиях алюминий гидроксид взаимодействует с раствором щёлочи, о чём свидетельствует исчезновение осадка. Продуктом этого взаимодействия является растворимая в воде соль натрия гексагидроксоалюминат $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$:



Диссоциацию соли в растворе передаёт уравнение реакции:



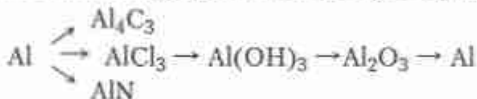
Обратите внимание на анион соли. Он имеет сложное (комплексное) строение и заряд 3^- . Величина заряда такого комплексного иона определяется разницей между суммой отрицательно заряженных шести гидроксильных групп OH^- и положительным зарядом одного иона Al^{3+} . Поскольку сумма положительных зарядов ионов в соединении равна сумме отрицательных, после химического символа Натрия записан индекс 3.

При меньшем количественном соотношении реагентов образуется натрий тетрагидроксоалюминат.



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Охарактеризуйте химический элемент Алюминий и физические свойства образованного им простого вещества.
2. Почему нельзя держать щёлочи в алюминиевой посуде?
3. Напишите химические уравнения по схеме превращений:



4. Взаимодействие с какими веществами свидетельствует об амфотерных химических свойствах алюминий гидроксида?
5. Сплав меди и алюминия массой 15 г обработали избытком хлоридной кислоты и получили водород объемом 13,44 л (н. у.). Вычислите массовые доли металлов в сплаве.

6. Объясните, почему невзирая на высокую химическую активность алюминия в изготовленной из него посуде можно кипятить воду, готовить еду.

7*. В составе малых групп выполните учебный проект на тему «Крылатый металл», в котором проработайте такие вопросы:

а) свойства, которые определяют широкое использование алюминия в разных отраслях народного хозяйства;

б) производство алюминия в Украине;

в) сплавы алюминия;

г) продукция, которую выпускают в Украине с применением алюминия и его соединений.

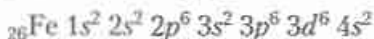


§ 22. Феррум как химический элемент. Простое вещество железо. Соединения Феррума(II) и Феррума(III)

Феррум как химический элемент. В отличие от рассмотренных металлических элементов Феррум Fe (протонное число 26) является элементом побочной подгруппы VIII группы. Обратите внимание на особенности элементного состава этой группы. Побочные подгруппы в ней представлены не одним, а тремя металлическими элементами от каждого периода. В частности, в четвёртом периоде это металлические элементы Феррум Fe, Кобальт Co и Никол (Никель) Ni. Радиусы их атомов, температуры плавления и кипения, плотность и химические свойства образованных ими простых веществ довольно схожие.

▶ Воспользовавшись периодической системой химических элементов, укажите нуклонное число атома Феррума, количество электронов и нейтронов.

Выясним, почему металлический элемент Феррум размещён в VIII группе, если общим признаком атомов всех металлических элементов является небольшое количество электронов на внешнем энергетическом уровне (чаще всего 1, 2). Для этого рассмотрим электронную формулу атома Феррума:



Как видим, *внешний (четвёртый) энергетический уровень* его атома имеет типичное для металлических элементов строение — на нём размещены 2 *s*-электрона. В то же время на *d*-подуровне предпоследнего (третьего) энергетического уровня содержится 6 электронов.

В соединениях Феррум проявляет степень окисления +2 и +3, хотя при определённых условиях можно получить вещества со степенью окисления +6 и др.

Распространение Феррума в природе. По распространённости в природе ему принадлежит четвёртое место, а среди металлических элементов — второе. Феррум встречается, как правило, в составе оксидов, сульфидов, карбонатов, которые составляют основу его минералов и руд. Простое вещество железа, образованное атомами Феррума, в природе встречается редко, преимущественно в обломках метеоритов, достигших поверхности Земли. В незначительном количестве Феррум входит в состав живых организмов.

Залежи железных руд образуют минералы *магнетит* (магнитный железняк) Fe_3O_4 (рис. 82а), *лимонит* (бурый железняк) $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, *гематит* (красный железняк) Fe_2O_3 (рис. 82б), *сидерит* (железный шпат) $FeCO_3$, *пирит* (железный колчедан) FeS_2 (рис. 82в).



Рис. 82. Железорудные минералы: *магнетит* (а); *гематит* (б); *пирит* (в)

В недрах нашей страны находятся большие запасы железных руд — около 30 % разведанных на территории СНГ залежей. Наибольшие месторождения, на базе которых осуществляют промышленное производство железа и его сплавов в Украине, открыты в Криворожском, Кременчутском и Белогорском железорудных бассейнах.

В организме взрослого человека содержится около 4–5 г Феррума, из которых 65 % — в составе гемоглобина крови.

Понтересуйтесь, какие продукты питания диетологи и врачи советуют употреблять для поддержания количества Феррума в организме человека.

Физические свойства железа. Железо — серебристо-белый с сероватым оттенком металл (в порошкообразном состоянии блеск теряется, цвет становится серовато-чёрным). Железо имеет плотность $7,87 \text{ г/см}^3$ и температуру плавления 1539°C . При накаливании металл легко прокатывается, куётся. Наши прадеды использовали это его свойство для изготовления в кузницах плугов, борон, колёс, топоров, подков, молотков, лопат и т. п. Традиции кузнечно-

го ремесла издавна развивались в Украине. Не случайно среди персонажей «Вечеров на хуторе близ Диканьки» Н. В. Гоголя и комедии «За двумя зайцами» М. П. Старицкого есть кузнецы — Вакула и Степан.

Железо и его сплавы притягиваются магнитом и легко намагничиваются в магнитном поле, являются хорошими проводниками тока и тепла.

▶ В подтверждение способности железа намагничиваться поднесите магнит к железным скрепкам, и вы увидите, как они прикрепились не только к магниту, но и друг к другу наподобие гирлянды.

Магнитные свойства железа и его сплавов лежат в основе их использования как материала для изготовления сердечников трансформаторов, грузоподъемников, телефонных мембран и т. п.

Химические свойства железа. Железо с высокой степенью чистоты малоактивно и не подвергается коррозии. Например, изготовленная свыше 1600 лет назад в Индии железная колонна высотой 7,21 м и до настоящего времени не повреждена коррозией.

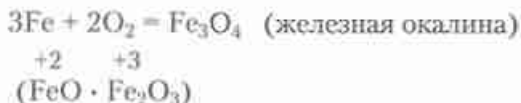
▶ Вспомните сущность коррозии, напишите уравнение, схематически отображающее электрохимическую коррозию железа.

Однако даже небольшое количество разных примесей увеличивает активность железа во всех химических реакциях.

Подобно большинству металлов железо окисляется кислородом и другими неметаллами, вступает в реакции замещения с кислотами и солями менее активных металлических элементов, взаимодействует при нагревании с водой.

1. Взаимодействие железа с кислородом.

Вам уже приходилось наблюдать, как за считанные секунды тонкая железная игла сгорает в кислороде ослепительным пламенем, а образованный продукт реакции — *железная окалина* Fe_3O_4 — распространяется во все стороны, напоминая бенгальские огни:



Как отмечено в скобках, железная окалина является двойным оксидом, в котором один атом Феррума проявляет степень окисления +2, а два другие +3.

2. Взаимодействие железа с другими неметаллами:



Назовите образовавшиеся соединения, определите степени окисления элементов.

3. Взаимодействие с кислотами.

Взаимодействие железа с кислотами зависит от температуры и концентрации кислоты. Убедиться в этом можно на таком *демонстрационном опыте*. Возьмём 4 пробирки и поместим в каждую из них немного железного порошка. В первую пробирку дольём несколько миллилитров разбавленной хлоридной кислоты и увидим, что достаточно скоро появятся пузырьки газа. Для ускорения реакции содержимое пробирки подогреем.

Во вторую пробирку нальём столько же раствора разбавленной сульфатной кислоты. Результаты наблюдения будут аналогичны первому взаимодействию.

Напишем уравнения этих реакций:



Как доказать, что выделяется водород, а не другой газ?

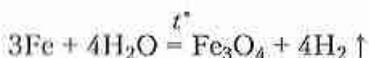
Обратите внимание! В реакциях с разбавленными хлоридной и сульфатной кислотами железо образует соль Феррума(II), тогда как рассмотренное выше взаимодействие железа с хлором обуславливает образование соли Феррума(III).

К каким из известных вам типов химических реакций принадлежат рассмотренные реакции?

В третью пробирку дольём концентрированную сульфатную кислоту, а в четвёртую — концентрированную нитратную. В обеих пробирках видимых изменений не будет происходить, потому что при нормальных условиях железо с ними не взаимодействует. Вот почему концентрированную нитратную и концентрированную сульфатную кислоты можно транспортировать по железной дороге в стальных цистернах.

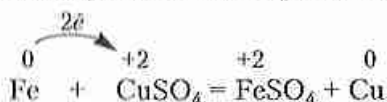
4. Взаимодействие железа с водой.

При пропускании паров воды над нагретым порошком железа происходит реакция, продуктом которой являются двойной оксид Fe_3O_4 и водород:



5. Взаимодействие железа с солями.

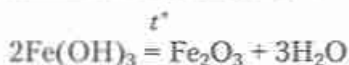
Атомы Феррума замещают ионы менее активного металлического элемента в растворе его соли. Пример такой реакции вам известен: в растворе медного купороса на железные предметы (гвозди, скрепки, кнопки и т. п.) достаточно быстро оседает восстановленная медь, окрашивая их в красно-кирпичный цвет:



Оксиды Феррума. Кроме двойного оксида железной окалины Fe_3O_4 (тёмно-серого цвета), существуют феррум(II) оксид FeO (чёрного цвета) и феррум(III) оксид Fe_2O_3 (красно-коричневого цвета). Все три соединения — твёрдые, нерастворимые в воде и тугоплавкие.

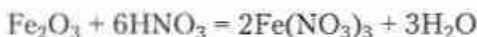
Феррум(II) оксид встречается в природе очень редко, тогда как феррум(III) оксид образует залежи бурого и красного железняка.

В лаборатории феррум(III) оксид Fe_2O_3 можно получить разложением при нагревании соответствующего гидроксида:



► Выясните, является ли реакция разложения феррум(III) гидроксида окислительно-восстановительной.

Оксиды Феррума взаимодействуют со многими кислотами с образованием растворимых в воде солей:

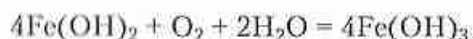


► Напишите молекулярное и ионные уравнения реакции феррум(III) оксида с хлоридной кислотой.

Гидраты оксидов Феррума. Рассмотренным оксидам соответствуют гидроксиды $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Феррум(II) гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — нерастворимое в воде вещество, зеленовато-белого цвета, быстро приобретающее ржаво-

коричневый цвет вследствие последующего окисления Феррума кислородом в присутствии воды:

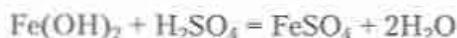


Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы в этой реакции.

Феррум(II) гидроксид – неустойчивое соединение, которое при комнатной температуре **превращается в феррум(III) гидроксид**.

Во время этого превращения происходит изменение степени окисления Феррума и окраски веществ.

Феррум(II) гидроксид вступает в реакцию нейтрализации с кислотами:



Феррум(III) гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – нерастворимое в воде вещество ржаво-коричневого цвета. Аналогично феррум(II) гидроксиду феррум(III) гидроксид проявляет свойства нерастворимых гидроксидов: 1) разлагается при нагревании; 2) реагирует с кислотами.

Подтвердите химические свойства феррум(III) гидроксида записью уравнений реакций.

Феррум(III) гидроксид проявляет слабые амфотерные свойства. Он, как и амфотерный алюминий гидроксид, реагирует со щелочами или основными оксидами при сплавлении.

Как и все нерастворимые гидроксиды, феррум(II) гидроксид и феррум(III) гидроксид можно получить, подействовав на раствор соответствующей соли раствором щелочи:



Напишите уравнение образования феррум(III) гидроксида.

Получите эти гидроксиды, выполнив *лабораторный опыт 14*.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 14. Добывание феррум(II) гидроксида и феррум(III) гидроксида.

Для проведения опыта вам понадобятся: раствор соли Феррума(II), раствор соли Феррума(III), раствор щёлочи, пробирки, штатив для пробирок.

Задание 1. Получите феррум(II) гидроксид. Для этого налейте в пробирку 1 мл раствора соли Феррума(II) и долейте к нему столько же раствора щёлочи. Понаблюдайте за изменениями, которые произошли в пробирке, дайте им объяснение.

Результаты наблюдения, объяснение, молекулярное и ионные уравнения проведённой реакции запишите в рабочую тетрадь.

Задание 2. Получите феррум(III) гидроксид. Выполните это задание по образцу задания 1. Результаты наблюдения, объяснение, молекулярное и ионные уравнения проведённой реакции запишите в рабочую тетрадь.

Задание 3. Проведите наблюдение за феррум(II) гидроксидом. После того как сделаете все нужные записи в тетради относительно выполненных заданий, посмотрите на содержимое пробирки, в которой добывали феррум(II) гидроксид. Как и почему изменился цвет осадка? О протекании какого явления – физического или химического – это свидетельствует? Ответ обоснуйте.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Из насыщенного раствора Феррум(II) сульфата можно получить кристаллогидрат $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, который получил название *железный купорос* (рис. 83).

Приведите примеры известных вам кристаллогидратов, о которых вы узнали в 9 классе в теме «Растворы».



Рис. 83. Кристаллы железного купороса

Железный купорос – твёрдое кристаллическое вещество зеленоватого цвета, хорошо растворимое в воде.

Его применяют для уничтожения вредителей сада (насекомых и слизней), в очистке сточных вод, в изготовлении чернил и красок, для пропитки древесины с целью предотвращения её порчи под воздействием длительных неблагоприятных условий внешней среды. Это имеет важное

значение в прокладывании железнодорожных магистралей, ведь шпалы деревянные и находятся под открытым небом.

Ионы Fe^{3+} можно обнаружить с помощью растворов *роданидов*, например калий роданида KSCN (рис. 84а, 1). Нескольких капель этой соли достаточно, чтобы исследуемый раствор, в котором присутствуют ионы Fe^{3+} , приобрёл интенсивный вишнёво-красный цвет (рис. 84б).

Другим чувствительным реагентом, с помощью которого распознают ионы Fe^{3+} , является *жёлтая кровяная соль* (рис. 84а, 2). При добавлении нескольких её капель раствор соли Феррума(III) приобретает синий цвет (рис. 84г).

Ионы Fe^{2+} можно распознать в растворе с помощью *красной кровяной соли* (рис. 84а, 3), при добавлении нескольких капель которой цвет раствора изменяется на синий (рис. 84в), тогда как в растворе солей Феррума(III) под действием этого вещества аналогичное явление не наблюдается.

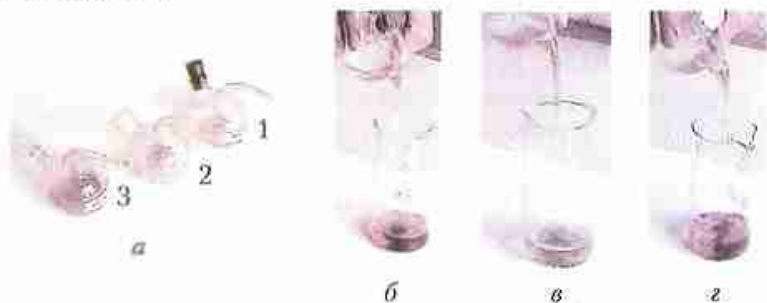


Рис. 84. Качественные реакции на катионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

Примечание. Жёлтая кровяная соль, красная кровяная соль и продукты их взаимодействия с солями Феррума имеют сложное комплексное строение, изучение которого не предусмотрено программой.



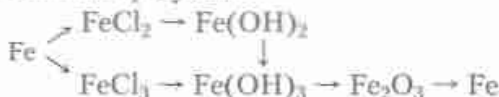
Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. В чём заключаются особенности строения атома Феррума и его положения в периодической системе по сравнению с уже изученными вами металлическими элементами?

2. Вычислите массовые доли Феррума в минералах (см. с. 180) и сделайте вывод, какой из них имеет наибольшее содержание этого химического элемента.

3. Назовите основные железорудные минералы и их месторождения в Украине.

4. По схеме превращений напишите уравнения реакций, назовите образованные продукты:



5. Из биологии вам известно о наличии у растений зелёного пигмента хлорофилла, а у животных и человека – красного пигмента крови гемоглобина. Вспомните, какую роль они играют в живой природе. Воспользовавшись информационными источниками, в частности Интернетом, выясните, какое отношение к ним имеет Феррум. Сформулируйте вывод о биологической роли Феррума.

6*. Вычислите массу железного купороса и объём воды, необходимые для приготовления раствора феррум(II) сульфата массой 200 г с массовой долей растворённого вещества 19 %.



§ 23. Применение химических знаний в исследовательской деятельности. Практическая работа 2. Решение экспериментальных задач

Подходит к концу учебный год, на протяжении которого вы изучали неметаллические и металлические элементы и их соединения. Благодаря приобретённым знаниям вы можете не только называть вещества в соответствии с современной украинской химической номенклатурой, приводить примеры соединений неметаллических и металлических элементов, составлять формулы оксидов, оснований, кислот, солей, характеризовать и обосновывать химические процессы с участием веществ разных классов, но и применять их при проведении химического эксперимента.

Вспомните, что химическим экспериментом называют научный опыт по изучению явлений и свойств веществ.

В чём заключается отличие физических явлений от химических?

Как вам известно, экспериментальный метод – ведущий в химической науке, а следовательно, и в обучении химии. Немало законов, в частности закон сохранения массы веществ, закон объёмных отношений газов, были выведены экспериментально. Другими словами, М. В. Ломоносов, Ж. Л. Гей-Люссак сделали свои открытия на основе собственноручно организованного и проведённого химического эксперимента. У вас тоже есть возможность планировать и



§ 24. Общие способы получения металлов. Развитие металлургии в Украине

Понятие о металлургии. Люди издавна использовали металлы, правда, длительное время ограниченно. Даже М. В. Ломоносов выделял только 7 металлов: золото, серебро, медь, олово, свинец, железо, ртуть. В настоящее время добывают около 70 металлов, а на их основе изготавливают свыше 5000 сплавов. Это обусловлено потребностями хозяйственного комплекса в ценных для машино- и самолётостроения металлах и сплавах, что стало возможным благодаря достижениям современной металлургии.

Металлургия – наука, которая разрабатывает теорию металлургических процессов, способы получения металлов и изготовления сплавов.

Это же название имеет промышленная отрасль, которая осуществляет производство металлов. Она делится на *чёрную металлургию* (производство железа и его сплавов) и *цветную* (производство остальных металлов и их сплавов).

Сплавы – твёрдые смеси, образованные сплавлением нескольких металлов, а также металлов с некоторыми неметаллами. При смешивании расплавленных металлов происходит растворение одного металла в другом, или образование их химических соединений.

Современная металлургия больше всего производит сплавов железа, алюминия, меди.

Общие способы получения металлов. Вы уже знаете, что металлы в природе находятся преимущественно не в свободном состоянии, а в соединениях. Среди разных соединений наиболее распространёнными являются оксиды, хлориды, сульфиды и соли оксигеносодержащих кислот (карбонаты, сульфаты, силикаты). Это соединения с ионной химической связью, и получение металлов из них заключается в восстановлении катионов металлов до свободных атомов по схеме:



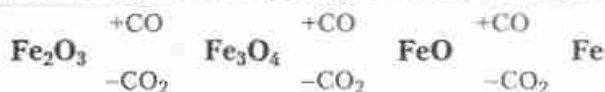
Учёные-металлурги изобрели разные способы осуществления этого процесса (рис. 85).



Рис. 85. Схема классификации способов получения металлов

Пирометаллургия — это восстановление металлов из руд при высокой температуре с использованием сильных восстановителей, к которым принадлежат кокс, карбон(II) оксид или угарный газ, водород. Этим методом получают большинство металлов, и в первую очередь железо.

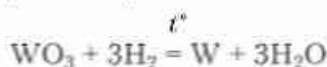
Восстановление железа из руд происходит по общей схеме:



При переработке железных руд на заводах чёрной металлургии получают не чистое железо, а его сплав с углеродом (от 2 до 4 %) и незначительными примесями серы, силиция (кремния), фосфора и марганца (марганца). Название этого сплава — **чугун**. Он твёрже железа, однако хрупкий, нековкий и разбивается под ударом. Из чугуна производят трубы, детали и массивные станины машин, маховые колёса, канализационные люки и т. п. Однако основную массу чугуна перерабатывают на **сталь** — сплав на основе железа, но со значительно меньшим содержанием примесей: до 2 % углерода, меньше 0,1 % серы, силиция, фосфора и марганца. В зависимости от количества углерода и специальных добавок производят разные марки стали. В отличие от чугуна сталь имеет большую ковкость и пластичность. Поэтому её использование значительно шире. Каркасы зданий, опоры мостов, телевизионные вышки, железные дороги, кабины и кузова автомобилей и многое другое изготовлено из стали.

Ознакомьтесь со сплавами железа и других металлов во время выполнения лабораторного опыта 15.

Для получения металлов, чистых от примесей углерода, в пирометаллургии используют водород:



Электрометаллургия (электролиз) — восстановление активных металлов электрическим током из расплавов оксидов, хлоридов и гидроксидов.

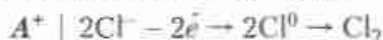
В растворах или расплавах электролитов под действием электрического тока катионы восстанавливаются, а анионы — окисляются. Из физики вам известно, что *электроды* имеют противоположные заряды — катод заряжен отрицательно, анод — положительно. Если электролит находится в растворе или расплаве, то в электрическом поле катионы двигаются к отрицательно заряженному катоду (отсюда происходит название катионов), тогда как анионы — к положительно заряженному аноду. Например, натрий хлорид в расплаве диссоциирует на катионы Натрия и анионы Хлора:



На *катоде* (K^-), где имеется избыток электронов, восстанавливается металл:



На *аноде* (A^+) анионы Хлора окисляются, то есть отдают электроны и превращаются в нейтральные атомы:



Таким образом, продуктами электролиза расплава натрий хлорида являются натрий и хлор:



Электрометаллургическим методом можно восстановить металл любой активности из соединений ионного типа, однако этот метод применяют в производстве металлов, которые другими способами получить практически невозможно. Это алюминий, щелочные и щелочноземельные металлы. Основным аппаратом электрометаллургического производства является электролизёрная ванна, наполненная расплавом электролита, в которую погружены графитовые электроды (рис. 86).

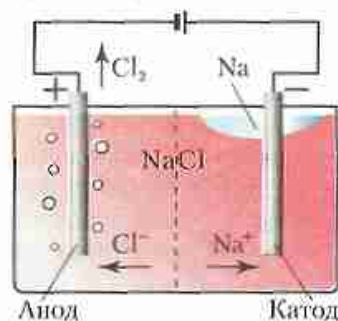


Рис. 86. Схема электролизёра

Электрометаллургическое производство нуждается в больших затратах электроэнергии, но благодаря этому способу стало доступным и относительно дешёвым промышленное производство алюминия.

Получению металлов путём электролиза расплавов посвящены научные исследования украинского химика, академика *Юрия Константиновича Делимарского* (1904–1990).

Гидрометаллургия – восстановление металла более активным металлом или электрическим током в водном растворе его соединения. Металлическую руду сначала обрабатывают растворами кислот или щелочей, в результате чего ионы металлического элемента переходят в раствор, из которого их восстанавливают более активным металлом или электрическим током, например:



Этим способом получают цинк, марганец, медь, никель, золото, платину и некоторые другие металлы высокой чистоты. Ценность метода заключается также в том, что можно использовать сырьё с небольшим содержанием металла.

Металлотермия – разновидность пирометаллургии, основанная на процессах восстановления металлов из их соединений более активными металлами или силицием. Как восстановитель чаще всего применяют алюминий, магний и силиций:



Металлотермические процессы сопровождаются выделением большого количества тепла.

▶ Напишите уравнение восстановления железа из феррум(III) оксида алюминием.

Ценность металлотермии состоит в том, что полученный металл не содержит нежелательных примесей углерода, которые есть в продуктах пирометаллургии, полученных с применением кокса.

Металлотермическим методом получают титан, вольфрам, редкие и драгоценные металлы.

Существуют разные способы получения металлов, однако все они основаны на восстановлении металлов из их соединений сильными восстановителями (угарным газом, коксом, водородом, металлами с высокой химической активностью, например алюминием), электрическим током.

Развитие металлургического производства в Украине. Отечественная чёрная металлургия как промышленная отрасль зародилась в 70-е годы XIX ст. До этого существовало немало кустарных производств металла, где восстановление осуществляли с использованием древесного угля.



Рис. 87. Донецкий металлургический завод. Современное фото

В середине XX ст. чёрная металлургия в Украине стремительно развивалась, реконструировались старые и возводились новые металлургические заводы, комбинаты, среди которых доньне остаются мощнейшими «Азовсталь» (рис. 88), «Запорожсталь» и «Криворожсталь». Их мощность составляет свыше 5 млн т металла в год. Спад промышленного производства, который наблюдался во время Первой и Второй мировых войн, быстро наверстывался восстановлением мощностей, строительством новых объектов. Своего наивысшего уровня металлургическое производство в Украине достигло в 80-е годы XX ст.

Сейчас это также прибыльная отрасль, она насчитывает свыше 30 металлургических заводов и формирует около 40 % бюджета государства.

Из курса экономической географии Украины вспомните и назовите самые большие металлургические производства Украины.

В настоящее время перед металлургической промышленностью Украины стоит задача её модернизации и технической реконструкции с целью повышения конкурентоспособности отечественной продукции чёрной металлургии на мировом рынке.

Охрана окружающей среды при производстве и использовании металлов. Современные технологии изготовления металлов не позволяют избежать загрязнения окружающей среды.



Рис. 88. Металлургический комбинат «Азовсталь»

В Украине первый металлургический завод, работающий на коксе, построили в 1872 г. в Донецке (на то время — Юзовка).

Наличие на территории Украины запасов железных, марганцевых и других металлических руд, коксующегося угля способствовали интенсивному развитию металлургии. Об этом свидетельствует тот факт, что в 1913 г. в Украине работал 21 металлургический завод.

Как следствие, на территориях с развитой чёрной металлургией повышено содержание вредных веществ в воздухе, воде, продукции растениеводства и животноводства. Такая неблагоприятная экологическая ситуация является предметом внимания технологов, врачей, экологов и других специалистов.

С целью обеспечения охраны окружающей среды при производстве и использовании металлов научные исследования ведутся в нескольких направлениях. *Во-первых*, разрабатываются и внедряются безотходные технологии.

▶ Используя знания экономической географии Украины, объясните, в чём заключается их сущность.

Во-вторых, производство переводится на замкнутый цикл водопотребления. Дело в том, что на металлургических комбинатах задействовано большое количество воды, и не всегда водоочистительные сооружения обеспечивают полную её очистку от вредных примесей, прежде чем отработанная вода попадет за пределы завода в водоемы.

В-третьих, местная власть, руководство металлургических предприятий несут ответственность за соблюдение санитарных норм, за сохранение и приумножение зелёных насаждений, которые играют важную роль в улучшении состава воздуха, оздоровлении окружающей среды.

В-четвёртых, врачи, фармацевты и диетологи направляют свои действия на разработку надлежащих рационов питания, средств профилактики и лечения профессиональных заболеваний и т. п.

Внедрение на предприятиях чёрной металлургии новейших технологических процессов по производству металлов даст возможность свести к минимуму промышленные отходы и выбросы в атмосферу. В таком важном деле, как охрана окружающей среды, усилия учёных, власти и каждого гражданина имеют немаловажное значение.



Исследуем вещества и их свойства

Лабораторный опыт 15. Ознакомление с образцами сплавов металлов.

Задание 1. Рассмотрите выданные вам образцы сплавов металлов или изделий из них. Воспользуйтесь текстом учебника и другими информационными источниками и выясните состав каждого сплава, его применение и свойства, обуславливающие использование.

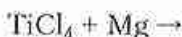
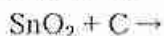
Задание 2. Результаты выполненного опыта оформите в виде таблицы.

Сплав		Цвет	Применение	Свойства, обуславливающие использование сплава
Название	Состав			



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Назовите общие способы получения металлов, укажите восстановители, используемые в каждом из них.
2. Дайте определение сплавов, обоснуйте применение металлов и сплавов, приведите примеры сплавов.
3. В чём заключается отличие чугуна от стали по составу и свойствам?
4. Напишите уравнения реакций восстановления металлов по схемам:



5. Обоснуйте необходимость охраны окружающей среды в металлургическом производстве.

6*. Вычислите массу магнитного железняка с массовой долей пустой породы 5 %, необходимого для получения 1 т чугуна, содержание железа в котором составляет 95 %.



§ 25. Производство чугуна и стали

Данная тема отсутствует в программе по химии на уровне стандарта, но входит в программу, предназначенную для обучения на академическом уровне.



Для тех, кто изучает химию на академическом уровне

Производство чугуна

Охарактеризуем это производство в соответствии с уже известным вам планом.

1. Сырьё. Для производства чугуна сырьём является *железная руда, кокс* (твёрдый продукт нагревания высококачественного каменного угля без доступа воздуха), *известняк* или *доломит, воздух*. Назначение железной руды очевидно. Кокс и воздух необходимы для образования в дольне *основного восстановителя* железа из руды — *угарного газа* CO (сам кокс также является восстановителем). Кроме того, кокс служит источником тепла, благодаря его сгоранию поддерживается необходимая для производства чугуна температура. Известняк и доломит (*флюсы*) используют для

превращения тугоплавкой пустой породы, преимущественно SiO_2 , в легкоплавкие силикаты Кальция и Магния, производственное название которых — *шлаки*.

Руду измельчают до размеров, пригодных для использования в металлургической переработке, при необходимости обогащают (повышают содержание железной руды путём уменьшения количества пустой породы). Кокс и известняк или доломит также доводят до необходимых размеров и всю смесь твёрдых веществ, которая называется *шихта* (рис. 89), загружают в *доменную печь* — основную установку по производству чугуна.

2. Установки и аппараты. *Доменная печь*, или *домна*, — установка непрерывного действия. Это башенное сооружение высотой с 10-этажный дом (около 40 м) и диаметром в самой широкой части до 16 м (рис. 90).



Рис. 89. Компоненты шихты для выплавки чугуна



а



б

Рис. 90. Домна: внешний вид (а) и схема строения (б)

С внешней стороны домна обшита листами прочной стали, а внутри выложена огнеупорным кирпичом. Толщина стен увеличивается сверху вниз, и в самой широкой части

составляет 1,5 м. Домны бывают объёмом 1000–5500 м³. Доменная печь работает непрерывно несколько лет, после чего её работу прекращают и проводят профилактику или ремонт.

Шихту загружают сверху вагонетками (загрузки проводят через каждые 10–15 мин).

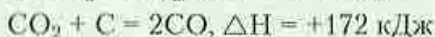
Нагретый до температуры 800 °С воздух подают через два нижних отверстия доменной печи — фурмы.

Медленно перемещаясь к низу домны, шихта нагревается и происходят химические реакции при участии кокса, воздуха, руды и флюсов (известняка, доломита).

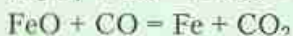
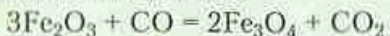
Температура в разных частях домны разная, в нижней части она наивысшая и составляет 1800 °С. При такой температуре восстановленное из руды железо плавится и стекает вниз, в нём растворяется определённая часть углерода, серы, фосфора, силиция и марганца. Так образуется сплав железа — *чугун*. Легкоплавкие силикаты — результат взаимодействия основных оксидов СаО и MgO с пустой породой — также плавятся и стекают вниз. Их плотность меньше, чем чугуна, поэтому они и некоторые другие вещества, образовавшиеся в ходе доменного процесса, собираются в нижней части домны над слоем чугуна. Это так называемые *шлаки*. Чугун и шлаки периодически (каждые 4–6 часов) выпускают из домны через отверстия, расположенные на разных уровнях (рис. 90).

3. Химизм производства чугуна. Среди известных вам химических производств получение чугуна отличается значительно большим количеством превращений веществ. Рассмотрим их:

а) сжигание кокса:



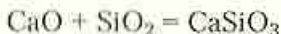
б) восстановление руды:



в) термическое разложение флюсов:



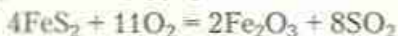
г) образование шлаков:



Выясните, какие из этих процессов являются окислительно-восстановительными.

Производство чугуна базируется на восстановлении железа из руд-оксидов угарным газом и коксом при высокой температуре. Источником тепла в этом пиromеталлургическом процессе является энергия, выделяющаяся при горении кокса.

Обратите внимание, что химизм производства чугуна касается восстановления железа из оксидов, тогда как существуют руды-сульфиды и руды-карбонаты. Следовательно, чтобы получить металл, например из железного колчедана (пирита) FeS_2 , руду сначала выжигают:



4. Продукция. Основная продукция — *чугун*. Около 10 % чугуна используют в качестве материала в машиностроении, остальной (около 90 %) перерабатывают на сталь. Побочные продукты — *шлаки* — используют в производстве цемента, шлакоблоков; *доменный газ* — смесь угарного, углекислого, сернистого газов, азота и некоторых других — направляют к воздухонагревателям, в которых перед подачей в домну нагревают воздух.

Управление доменным процессом автоматизировано, осуществляется постоянный мониторинг протекания химических реакций, температуры, подачи шихты. В доменном производстве (как и на других металлургических объектах) задействованы инженеры, технологи с соответствующим высшим техническим образованием, работают высококвалифицированные рабочие (рис. 91).

Производство стали из чугуна

Из § 24 вы узнали, в чём отличие между чугуном и сталью. Меньшее содержание примесей в стали по сравнению с чугуном указывает на то, что переработка



Рис. 91. Управление процессами переработки чугуна

чугуна в сталь заключается в уменьшении содержания примесей, которые ухудшают качество металла, и доведении их количества до установленных норм. Как это делают?

1. Сырьё сталеплавильного производства. В производстве стали из чугуна используют жидкий чугун, кислород, небольшие количества железной руды, металлического лома, флюсы, раскислители — вещества, восстанавливающие железо из оксида в конце сталеплавильного процесса.

2. Установки и аппараты. Современным методом производства стали является кислородно-конвертерный. **Кислородный конвертер** — это стальное сооружение грушевидной формы, вмещающее свыше 400 т металла (рис. 92а). Самые большие кислородные конвертеры установлены на заводе «Азовсталь».



Рис. 92. Кислородный конвертер: внешний вид (а), схема строения (б)

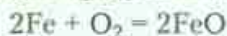
Кислородный конвертер (рис. 92б) оснащён поворотным механизмом, с помощью которого его наклоняют, чтобы загрузить через горловину сырьё и слить сталь после завершения плавки.

Плавка — полный цикл процесса производства стали из чугуна. В кислородном конвертере продолжительность плавки составляет 30–40 мин.

Конвертеры размещают на одном комбинате с доменными печами. После загрузки сырья в конвертер погружают *фурму* (рис. 92б) — длинную трубу, по которой под давлением продувается кислород. Флюс (известняк) засыпают отдельными порциями в процессе варки стали.

3. Химизм процесса производства стали из чугуна. Как и в производстве чугуна, при выплавке стали протекают окислительно-восстановительные реакции. Отличие заключается в том, что основу производства чугуна составляет *восстановление железа*, тогда как основным в производстве стали является *окисление имеющихся в чугуне примесей* углерода, серы, фосфора, силиция и марганца.

Сначала примеси *окисляют*, после чего образованные оксиды с помощью флюсов превращают в более лёгкий, чем сталь, шлак, который как и в доменном процессе, не смешивается со сталью, а наоборот, легко отделяется от неё и удаляется. Основным окислителем выступает феррум(II) оксид FeO, появление которого предусмотрено технологическим процессом. Он образуется при частичном окислении железа в конвертере кислородом, продуваемом через фурму:



Образованный феррум(II) оксид растворяется в расплавленном чугуне и благодаря кислородной продувке распространяется в объёме конвертера, вступая в экзотермические реакции с присутствующими в чугуне силицием, фосфором, марганцем, углеродом, серой:



Образованные оксиды реагируют с флюсом и становятся шлаком. После завершения окислительно-восстановительных реакций определённая часть феррум(II) оксида ещё остаётся. Чтобы избавиться от неё и восстановить железо, в конвертер в конце переработки чугуна в сталь добавляют раскислители, в частности алюминий.

В отличие от непрерывного доменного производства сталеплавильный процесс — периодический. После завершения плавки подачу кислорода прекращают, фурму



Рис. 93. Разливка стали

поднимают, а конвертер поворачивают так, чтобы освободить его от шлака и наполнить ковш сталью (рис. 93).

Основой кислородно-конвертерного способа производства стали из чугуна является процесс уменьшения содержания присутствующих в жидком чугуне углерода, силиция, серы, фосфора и марганца путём их окисления феррум(II) оксидом и последующим превращением в шлак. Необходимая для плавки температура поддерживается за счёт тепла экзотермических реакций, которые происходят в конвертере.

В настоящее время почти две трети мирового производства стали осуществляют кислородно-конвертерным методом. 22 апреля 1936 г. впервые в мировой практике продувку жидкого чугуна кислородом сверху осуществил выпускник Киевского политехнического института (в настоящее время – Национальный технический университет Украины «Киевский политехнический институт») Н. И. Мозговой на Киевском заводе «Большевик». Кислородная продувка чугуна в промышленном масштабе в конвертерах внедрена в 1956 г. на заводе им. Г. И. Петровского в Днепрпетровске, а в 1957 г. ввели в эксплуатацию кислородно-конвертерный цех на металлургическом комбинате «Криворожсталь». Украина стала вторым государством в мире (после Австрии), которое успешно освоило промышленное использование кислородных конвертеров.

4. Продукция. Продукцией сталеплавильного производства является сталь – ковкий сплав железа с углеродом (обычно не более 2 %), серой, силицием, фосфором и марганцем, содержание которых составляет около 0,1 %. Высококачественные стали содержат меньше 0,2 % углерода.

Металлургическая промышленность производит разные марки стали. Для этого в конвертер добавляют специальные добавки, изменяют условия проведения реакций, осуществляют плавку в открытых и вакуумных электропечах, в инертной атмосфере и т. п. Полученную сталь подвергают горячей обработке – литью, прокатыванию, ковке, штампованию (рис. 94).

Как и производство чугуна, сталеплавильное производство механизировано и автоматизировано, а следова-



а



б

Рис. 94. Переработка стали: листовая (а) и рейкобалочный (б) прокаты

тельно, нуждается в образованных, хорошо подготовленных работниках.

Вклад украинских учёных в развитие металлургии. С именем выдающегося изобретателя и учёного-металлурга Н. И. Мозгового связаны открытие и промышленное внедрение современного кислородно-конвертерного способа переработки чугуна в сталь. Ему принадлежит приоритет использования кислорода для продува в металлургических процессах, проведение опытов по изучению скорости химических реакций кислорода с жидким чугуном в зависимости от количества поданного кислорода, соотношения объёма конвертера и металла.

Николай Илларионович Мозговой (1901–1959). Выдающийся изобретатель и учёный. Родился в г. Киеве, высшее образование получил на механическом факультете Киевского политехнического института. В 1936 г. первым применил продув жидкого чугуна кислородом. Разрабатывал теоретические основы кислородно-конвертерного процесса и рекомендации для их практической реализации. Научные достижения учёного отмечены высокими правительственными наградами.



Николай Мозговой

Выдающийся русский учёный-металлург с мировым именем И. П. Бардин был тесно связан с Украиной. Высшее образование получил в Киевском политехническом институте, окончив его в 1910 г. с дипломом инженера-технолога по специальности «металлургия». Некоторое время работал на Юзовском (Донецком) металлургическом заводе, состоял на руководящих должностях Енакиевского металлургического завода, завода имени Дзержинского (г. Дзержинск). В 1927 г. на заводе имени Дзержинского благодаря И. П. Бардину была запущена первая 100-тонная доменная печь (до этого строили 50-тонные). В 1944 г. был инициатором создания металлургического факультета в Киевском политехническом институте. Иван Павлович поддерживал Н. И. Мозгового в его исследованиях, всячески способствовал их проведению.



Иван Бардин

Иван Павлович Бардин (1883–1960). *Выдающийся металлург, академик Академии наук СССР, проектировщик мощных механизированных металлургических предприятий в СССР. Вкладом в науку стали работы учёного по применению кислорода в доменном процессе, интенсификации доменного процесса, непрерывной разливки стали, внедрению кислородно-конвертерного метода производства стали и др. Труд учёного отмечен высокими правительственными наградами. Он был избран академиком четырёх иностранных академий наук.*

В Украине функционируют научно-исследовательские институты, осуществляющие исследования в области металлургии, в частности *Физико-технологический институт металлов и сплавов НАН Украины*. Учёными этого института созданы новые марки сталей и чугуна разного назначения, технологии их получения, образцы литейного оборудования, систем контроля и управления металлургическими процессами, сделано много других открытий.

Труды научных работников *Института проблем материаловедения им. И. Н. Францевича НАН Украины* по порошковой металлургии, разработке новых материалов

известны далеко за пределами государства. Основателем и первым его руководителем был академик АН УССР Иван Никитович Францевич, чье имя носит в настоящее время институт.

Иван Никитович Францевич (1905–1985). Физикохимик и материаловед, организатор науки, академик Академии наук УССР. Родился в Полтаве, высшее образование получил в Харьковском национальном университете имени В. Н. Каразина. Научные труды посвящены созданию новых материалов с заданными свойствами для экстремальных условий эксплуатации, исследованию в области порошковой металлургии, синтезу новых металлических сплавов и тугоплавких соединений в дисперсном состоянии, получению металлокерамических материалов.



Иван Францевич



Вопросы и задания для самоконтроля знаний

1. Назовите сырьё сталеплавильного производства.
2. Охарактеризуйте сущность химических процессов производства стали из чугуна.
3. Что является источником энергии в производстве чугуна, а что – в производстве стали?
- 4*. Разработайте групповые проекты на тему: «Металлы и сплавы в современной технике», в которых раскройте такие вопросы:
 - а) общая характеристика металлов;
 - б) металлы в природе, современные технологии производства металлов и сплавов;
 - в) палитра металлов и сплавов;
 - г) особенности сплавов: зависимость использования от состава и строения;
 - д) особенности профессии металлурга.



ОБОБЩИМ ИЗУЧЕННОЕ

Изучение темы 2 «Металлические элементы и их соединения» завершаем обобщением знаний, что поможет каждому из вас за единичным увидеть общее, проверить, насколько основательно усвоен материал и сформированы предметные умения, объяснить каждый из представленных ниже пунктов обобщения. Для самопроверки приведите и запишите в рабочей тетради конкретные примеры, раскрывающие суть отдельных положений.

- Металлические элементы составляют около $4/5$ известных химических элементов. Каждый период периодической системы химических элементов, за исключением первого, начинается с металлического элемента. Из металлических элементов состоят I, II и III (исключение Гидроген, Бор) группы периодической системы, все побочные подгруппы, семейства лантаноидов и актиноидов. Согласно современной украинской химической номенклатуре названия некоторых металлических химических элементов не совпадают с названиями простых веществ.
- Валентные электроны в атомах металлических элементов главных подгрупп располагаются на внешнем энергетическом уровне в подуровнях *s* и *p*. В атомах металлических элементов побочных подгрупп, кроме электронов внешнего энергетического уровня, валентными могут быть *d*- или *f*- электроны одного из внутренних энергетических уровней. Общая сумма таких электронов, за небольшим исключением, равна номеру группы.
- На внешнем энергетическом уровне атомов металлических элементов содержится немного – 1, 2, реже 3 (в отдельных случаях больше) электрона.
- Атомы металлических элементов в химических реакциях легко отдают электроны, проявляя при этом восстановительные свойства, и превращаются в положительно заряженные ионы – катионы. Заряд катиона равен количеству отданных электронов:



- Атомы металлических элементов одной подгруппы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня. С увеличением протонного числа увеличивается радиус ато-

мов, валентные электроны отдаляются от ядра, при этом уменьшается прочность связи с ядром и атом легче их отдаёт, следствием чего становится усиление металлических свойств.

- Способность отдавать электроны является характерной особенностью атомов всех металлических элементов.
- Атомы металлических элементов характеризуются низкой электроотрицательностью. По значению электроотрицательности все неметаллические элементы сильнее их. Поэтому в сложных веществах атомам металлических элементов свойственна только положительная степень окисления.
- Простые вещества металлы в твёрдом состоянии имеют кристаллическое строение. Им свойственны гексагональные и кубические кристаллические решётки.
- У металлов прослеживается выраженная общность физических свойств. Это высокие электро- и теплопроводность, металлический блеск, твёрдое агрегатное состояние (исключение – ртуть), ковкость, пластичность. Общность физических свойств металлов обусловлена наличием *металлической связи*.
- *Металлическая связь* – это химическая связь между атомами, катионами и обобществлёнными электронами.
- В химическом отношении металлы *достаточно активные вещества*. Их химические свойства обусловлены присутствием в атомах слабо связанных с ядром валентных электронов. К самым активным металлам принадлежат щелочные и щелочноземельные металлы. Однако простые вещества металлы проявляют разную химическую активность, сравнение которой можно осуществлять на основании расположения металла в ряду активности. Большинство металлов вступают в реакцию соединения с кислородом и другими неметаллами. Металлам свойственны реакции замещения с кислотами, солями металлических элементов, расположенными в ряду активности правее от них, водой (щелочные и щелочноземельные при обычных условиях). Некоторые металлы (например, алюминий, цинк) взаимодействуют со щелочами.
- Взаимодействие металлов с концентрированной сульфатной и нитратной кислотами разных концентраций отличается от типичного их взаимодействия с другими кислотами тем, что кроме соли образуются вода и один из продуктов восстановления кислоты.

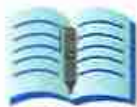
- Металлы подвергаются *коррозии* — разрушению под воздействием веществ окружающей среды. Предупредительные меры помогают избежать коррозии или замедлить её ход.
- Среди оксидов металлических элементов различают *основные*, *амфотерные* и *кислотные*.
- *Оксиды металлических элементов* со степенью окисления +1, +2, +3 по большей части проявляют основные свойства, а некоторые (ZnO , BeO , Al_2O_3 , Cr_2O_3) — амфотерные. Оксиды металлических элементов с высокой степенью окисления (+5, +6, +7) являются кислотными оксидами.
- Гидраты оксидов щелочных, щелочноземельных металлических элементов, Магния, Феррума(II) проявляют основные свойства, Аллюминия и Феррума(III) — амфотерные.
- По распространённости в природе металлические элементы уступают неметаллическим. Наибольшее содержание (по массовой доле) в природе Аллюминия, на втором месте находится Феррум, на третьем — Кальций.
- В природе металлические элементы существуют преимущественно в виде соединений — оксидов, сульфидов, карбонатов, силикатов. В свободном состоянии встречаются лишь металлы, расположенные в ряду активности после водорода.
- Некоторые соединения металлических элементов образуют залежи, которые служат сырьём для многих производств. Значительное количество катионов металлических элементов находится в растворённом виде в природной воде океанов, морей, рек, минеральных источников.
- Наличие в воде катионов Кальция и Магния обуславливает её *жесткость*. Различают *временную жесткость*, для которой характерными являются гидрокарбонаты этих металлических элементов, и *постоянную*, обусловленную наличием хлоридов, сульфатов Кальция и Магния. Временную жесткость можно устранить кипячением, постоянную — добавлением веществ, которые образуют нерастворимые карбонаты.
- Катионы металлических элементов в растворе можно определять с помощью качественных реакций: катионы Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} — с помощью анионов OH^- ; Ba^{2+} — SO_4^{2-} , Ca^{2+} — CO_3^{2-} . Ионы Fe^{2+} определяют также при помощи раствора красной кровяной соли, а ионы Fe^{3+} — жёлтой кровяной соли. Ионы Натрия, Калия, Кальция, Бария можно распознать по цвету пламени.

- Существуют разные способы получения металлов – *пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия* и *металлотермия*. Несмотря на разные условия и сырьё, суть всех этих способов заключается в восстановлении катионов металлических элементов до нейтральных атомов:



В производстве металлов как восстановители используют карбон(II) оксид, водород, другие металлы (алюминий, марганец), некоторые неметаллы (углерод, силиций), электрический ток. Исследование процессов производства металлов и сплавов осуществляет наука *металлургия*. Этот термин применяют и в промышленности.

- Смешиванием нескольких расплавленных металлов получают сплавы. *Сплавы* – это системы, состоящие из двух и более металлов, а также металлов и неметаллов. Свойства сплавов разнообразны и отличаются от свойств исходных компонентов. Этим пользуются для создания сплавов с нужными свойствами. Металлы и их сплавы – ценные конструкционные материалы современной техники.
- *Металлургическая промышленность* больше всего производит *чугуна* и *стали* – сплавов железа с углеродом, силицием, серой, фосфором, марганцем, которые отличаются содержанием в них примесей (в чугуне их процент больше, чем в стали).
- Химизм переработки чугуна в сталь заключается в удалении избытка углерода, силиция, серы, фосфора, марганца путём их окисления.
- Ионы многих металлических элементов играют важную биологическую роль. Опасность для живых организмов составляют радиоактивные ионы, в частности Стронция и Цезия.
- Украина имеет хорошо развитую металлургическую промышленность, которая обеспечивает потребности общественного хозяйства государства в металлах и сплавах и даёт возможность экспортировать их в другие страны.
- В развитие металлургии как науки и отрасли промышленности весомый вклад сделали украинские учёные как XX ст., так и учёные XXI ст., которые продолжают исследовать металлы и сплавы в современных научно-исследовательских институтах Национальной академии наук Украины.



Готовимся к тематическому контролю знаний

Ученики! Эти задания дают возможность каждому из вас осуществить самооценку уровня учебных достижений по теме «Металлические элементы и их соединения», должным образом подготовиться к тематическому контролю знаний. Выполните их и будьте уверены в своих достижениях!

1. Укажите перечень, в который вошли названия только металлических элементов
 - А Хлор, Кислород, Кальций, Купрум
 - Б Гелий, Водород, Фосфор, Манган
 - В Купрум, Феррум, Кальций, Натрий
 - Г Магний, Цинк, Силиций, Карбон
2. Отметьте символ металлического элемента, который находится в одном периоде с Феррумом
 - А Na
 - Б Br
 - В Ca
 - Г Se
3. Укажите названия металлических элементов, атомы которых на внешнем энергетическом уровне имеют 2 электрона
 - А Кальций
 - Б Гелий
 - В Феррум
 - Г Магний
4. Выберите названия представителей семейства щелочных элементов
 - А Флуор и Хлор
 - Б Литий и Калий
 - В Калий и Кальций
 - Г Натрий и Купрум
5. Укажите признак металлической связи
 - А притяжение разноименно заряженных ионов
 - Б образование общих электронных пар
 - В притяжение между катионами, атомами и свободными обобществленными электронами
 - Г соединение двух атомов разных молекул или одной молекулы за счет частично заряженных атомов Водорода

6. Укажите название металлического элемента, атом которого имеет электронную формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- А Хлор В Алюминий
Б Натрий Г Калий
7. Выберите пару металлических элементов, атомы которых имеют одинаковое количество *s*-электронов в электронной формуле
- А Магний и Алюминий
Б Натрий и Магний
В Алюминий и Кальций
Г Натрий и Калий
8. Подберите слово или словосочетание, которое сделает полным выражение: «*Внешний энергетический уровень электронной оболочки атомов металлических элементов...*»
- А близок к завершению
Б далёк от завершения
В завершён
Г всегда заполнен наполовину
9. Укажите, что является общим в строении атомов Алюминия и Хлора
- А количество электронов на внешнем энергетическом уровне
Б количество энергетических уровней
В количество неспаренных электронов
Г количество нейтронов
10. Укажите, как изменяются металлические свойства химических элементов в периодах с увеличением протонного числа
- А усиливаются
Б ослабевают
В остаются без изменений
Г в разных периодах изменяются по-разному
11. Укажите, как изменяются металлические свойства химических элементов в главных подгруппах с увеличением протонного числа
- А усиливаются
Б ослабевают
В остаются без изменений
Г в разных подгруппах изменяются по-разному

12. Выберите общую формулу оксидов и гидроксидов щелочноземельных элементов
- А MeO и MeOH В Me_2O_3 и $\text{Me}(\text{OH})_3$
Б Me_2O и $\text{Me}(\text{OH})_2$ Г MeO и $\text{Me}(\text{OH})_2$
13. Укажите металлы, которые при обычных условиях взаимодействуют с водой
- А калий В железо
Б кальций Г медь
14. Укажите вещество, с которым не взаимодействует кальций оксид
- А вода
Б натрий гидроксид
В сульфатная кислота
Г карбон(IV) оксид
15. Укажите вещества, с которыми взаимодействует натрий гидроксид
- А серфур(IV) оксид
Б вода
В хлоридная кислота
Г барий сульфат
16. Отметьте, как можно получить феррум(II) гидроксид
- А взаимодействием феррум(II) оксида с водой
Б взаимодействием железа с водой
В взаимодействием железа с сульфатной кислотой
Г взаимодействием феррум(II) сульфата с калий гидроксидом
17. Укажите, осадок какого вещества растворяется в избытке щёлочи
- А барий сульфат
Б алюминий гидроксид
В феррум(II) гидроксид
Г манган(II) оксид
18. Расположите названия химических элементов по возрастанию числа электронов на внешнем энергетическом уровне их атомов
- А Магний В Карбон
Б Калий Г Алюминий

19. Укажите вещество, которое взаимодействует с аммоний карбонатом, феррум(II) сульфатом, алюминий нитратом и феррум(III) хлоридом
- А аргентум(I) нитрат В сульфатная кислота
 Б натрий гидроксид Г барий хлорид
20. По приведённым схемам напишите уравнения реакций и установите последовательность размещения уравнений в порядке увеличения общей суммы коэффициентов
- А $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 Б $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$
 В $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{AlCl}_3$
 Г $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeCl}_2$
21. Выберите пары веществ, между которыми произойдёт химическая реакция
- А натрий и вода
 Б купрум(II) оксид и вода
 В магний оксид и хлоридная кислота
 Г алюминий гидроксид и калий гидроксид
22. Установите соответствие между названиями и формулами минералов
- | | |
|----------------------|---|
| 1 бурый железняк | А FeS_2 |
| 2 магнитный железняк | Б Fe_3O_4 |
| 3 пирит | В FeCO_3 |
| 4 сидерит | Г $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ |
| | Д Fe_2O_3 |
23. Установите соответствие между металлом и промышленным способом его получения из руды
- | | |
|----------|--------------------|
| 1 железо | А гидрометаллургия |
| 2 натрий | Б алюминотермия |
| 3 медь | В пирометаллургия |
| 4 хром | Г электролиз |
| | Д адсорбция |
24. Сокращённое ионное уравнение $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$ характеризует взаимодействие
- А кальция с натрий карбонатом
 Б кальций оксида с углекислым газом
 В кальций гидроксида с углекислым газом
 Г кальций хлорида с натрий карбонатом

25. Установите последовательность реагентов и условий, при которых протекают реакции в цепочке превращений



- А термическое разложение
- Б хлоридная кислота
- В щёлочь
- Г сжигание в кислороде

26. Установите соответствие между названиями химических элементов и их местом в периодической системе

- | | |
|------------|---|
| 1 Литий | А 3 период, III группа, главная подгруппа |
| 2 Магний | Б 4 период, VIII группа, побочная подгруппа |
| 3 Феррум | В 2 период, I группа, главная подгруппа |
| 4 Алюминий | Г 3 период, II группа, главная подгруппа |
| | Д 3 период, II группа, побочная подгруппа |

27. Установите последовательность расположения названий металлических элементов по распространённости их в природе

- | | |
|------------|-----------|
| А Алюминий | В Кальций |
| Б Калий | Г Феррум |

28. Укажите название щелочного металла, если его навеска массой 68,4 г в реакции с водой вытесняет водород объёмом 8,96 л (н. у.)

- | | |
|-----------|----------|
| А рубидий | В натрий |
| Б калий | Г литий |

29. Укажите количество вещества воды, которое образуется при термическом разложении феррум(III) гидроксида массой 42,8 г

- | | |
|------------|----------|
| А 0,1 моль | В 1 моль |
| Б 0,6 моль | Г 6 моль |

- 30*. Укажите массу осадка, полученного в результате сливания раствора натрия гидроксида массой 200 г с массовой долей щёлочи 6 % и раствора феррум(II) сульфата массой 100 г с массовой долей соли 15,2 %

- | | |
|----------|----------|
| А 2,14 г | В 9 г |
| Б 3,21 г | Г 10,7 г |