



Учебник имеет электронную форму

Дополнительные материалы к учебному пособию размещены в электронном каталоге издательства «Просвещение» на интернет-ресурсе www.prosv.ru

БАЗОВЫЙ
УРОВЕНЬ

Завершённая предметная линия по химии

О. С. Gabrielyan, И. Г. Ostroumov, С. А. Sladkov. 10—11 классы:

- О. С. Gabrielyan, И. Г. Ostroumov, С. А. Sladkov. Химия. 10 класс
- О. С. Gabrielyan, И. Г. Ostroumov, С. А. Sladkov. Химия. 11 класс

Учебно-методический комплект по химии для 11 класса
(базовый уровень):

- Рабочие программы
- Учебник
- Методическое пособие

Полный ассортимент продукции издательства «Просвещение»
вы можете приобрести в официальном интернет-магазине shop.prosv.ru:

- низкие цены;
- оперативная доставка по всей России;
- защита от подделок;
- привилегии постоянным покупателям;
- разнообразные акции в течение всего года.




ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО
www.prosv.ru

ISBN 978-5-09-088247-7



О. С. Gabrielyan
И. Г. Ostroumov
С. А. Sladkov

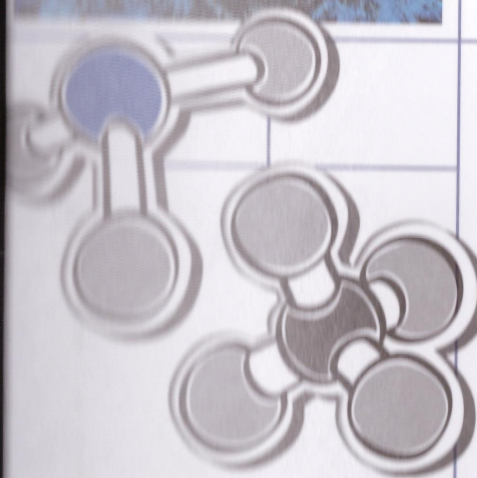
ХИМИЯ



H^1
1,00797
Водород

C^6
12,01115
Углерод

N^7
14,0067
Азот



11

БАЗОВЫЙ
УРОВЕНЬ

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	I	II	III	IV	V	VI
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Li Литий	Be Бериллий	B Бор	C Углерод	N Азот	O Кислород	F Фтор	Ne Неон	Na Натрий	Mg Магний	Al Алюминий	Si Кремний	P Фосфор	S Сера	Cl Хлор	Ar Аргон	K Калий	Ca Кальций
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K Калий	Ca Кальций	Sc Скандий	Ti Титан	V Ванадий	Cr Хром	Mn Марганец	Fe Железо	Co Кобальт	Ni Никель	Cu Медь	Zn Цинк	Ga Галлий	Ge Германий	As Мышьяк	Se Селен	Br Бром	Kr Криптон
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb Рубидий	Sr Стронций	Y Итрий	Zr Цирконий	Nb Ниобий	Mo Молибден	Tc Технеций	Ru Рутений	Rh Родий	Pd Палладий	Cd Кадмий	In Индий	Sn Олово	Sb Сурьма	Te Теллур	I Йод	Xe Ксенон	Pt Платина
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72
Cs Цезий	Ba Барий	La-Lu Лантаноиды	Hf Гафний	Ta Тантал	W Вольфрам	Re Рений	Os Осмий	Ir Иридий	Pt Платина	Ag Серебро	Cd Кадмий	In Индий	Sn Олово	Sb Сурьма	Te Теллур	I Йод	Xe Ксенон
79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96
Au Золото	Hg Ртуть	Tl Таллий	Pb Свинец	Bi Висмут	Po Полоний	At Астат	Rn Радон	Fr Франций	Ra Радий	Ac-Lr Актинοиды	Th Торий	Pa Протактиний	U Уран	Np Нептуний	Pu Плутоний	Am Америций	Cm Кюрий
101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Uu Унунуний	Uub Унунбий	Uut Унунтрий	Uuq Унунквартетий	Uup Унунпентий	Uuh Унунгексетий	Uus Унунсептений	Uuo Унуноктений	Uuh Унунгексетий	Uuo Унуноктений	Uus Унунсептений	Uuo Унуноктений	Uus Унунсептений	Uuo Унуноктений	Uus Унунсептений	Uuo Унуноктений	Uus Унунсептений	Uuo Унуноктений

1512

Химия

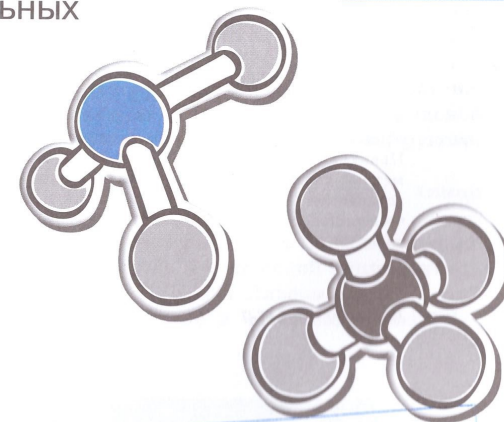
11 класс

БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ

Допущено
Министерством просвещения
Российской Федерации

4-е издание, стереотипное

Москва
«Просвещение»
2022



БИБЛИОТЕКА ГБПОУ
«Миасский педагогический колледж»

УДК 373:54+54(075.3)
ББК 24.1я721
Г12

На учебник получены положительные заключения научной (заключение РАО № 1178 от 28.11.2016 г.), педагогической (заключение РАО № 1069 от 21.11.2016 г.) и общественной (заключение РКС № 447-ОЭ от 22.12.2016 г.) экспертиз.

Габриелян О. С.
Г12 Химия. 11 класс : учеб. для общеобразоват. организаций : базовый уровень / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. — 4-е изд., стер. — М. : Просвещение, 2022. — 127 с. : ил.

ISBN 978-5-09-088247-7.

Учебник «Химия. 11 класс» для базового уровня является второй, завершающей частью предметного курса О. С. Габриеляна, И. Г. Остроумова и С. А. Сладкова для средней школы. Содержание учебника способствует формированию единой химической картины мира у выпускников средней школы путём рассмотрения общих для неорганической и органической химии понятий, законов и теорий. Практикоориентированность учебника позволяет не только реализовать межпредметные связи с другими учебными дисциплинами, но и показать роль химии в повседневной жизни человека. Учебник подготовлен в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования.

УДК 373:54+54(075.3)
ББК 24.1я721

ISBN 978-5-09-088247-7

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

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие старшеклассники!

Изучение школьного курса химии вы завершаете знакомством с основами общей химии. Почему общей? Несмотря на то что органическая и неорганическая химия сильно различаются, многие химические понятия, законы и теории являются универсальными как для неорганических веществ (их насчитывается около 500 тыс.), так и для органических (таких веществ около 100 млн). Важнейшие понятия окислительно-восстановительных процессов (степень окисления, окислитель, восстановитель), химии полимеров, основных классов соединений (кислоты, основания, соли) являются общими для неорганической и органической химии, так же как учение о химической связи и теория строения веществ. Единство химической науки позволяет сформировать целостную химическую картину мира как часть единой естественно-научной картины.

Обращение к истории, литературе, искусству позволяет показать красоту и логику химической науки. Изучение веществ, материалов и химических процессов поможет вам безопасно обращаться с ними, позволит овладеть бытовой химической грамотностью.

И не только. Содержание курса общей химии, как и изучение рассмотренных ранее курсов неорганической и органической химии будет способствовать формированию чувства гордости за отечественную химическую науку. Приведём один пример.

В периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева с Россией и русскими учёными связаны названия следующих элементов:

№ 44 — **рутений Ru**, открыт профессором Казанского университета Карлом Клаусом в 1844 г. и назван в честь России (Ruthenia — латинское название Руси/России);

№ 62 — **самарий Sm**, был выделен в 1847 г. из минерала самарскита, названного в честь русского горного инженера, полковника Василия Ефграфовича Самарского-Быховца;

№ 101 — **менделевий Md**, был получен в 1955 г. группой американских учёных и назван в честь Д. И. Менделеева, создателя периодического закона и периодической системы химических элементов;

№ 105 — **дубний Db**, получен в 1970 г. на ускорителе в Дубне группой учёных под руководством академика Георгия Николаевича Флёрова и назван в честь русского центра по исследованиям в области ядерной физики, наукограда Дубны;

№ 114 — **флеровий Fl**, получен группой исследователей под руководством академика Юрия Цолаковича Оганесяна в Объединённом институте ядерных исследований (Дубна, Россия) с участием учёных из Ливерморской национальной лаборатории (Ливермор, США) в 1998 г. и назван в честь Г. Н. Флёрова, руководителя группы, синтезировавшей элементы с номерами 102—110.

В 2016 г. Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) были официально утверждены названия элементов:

№ 115 — **московский Mc**, получен в 2004 г. группами учёных из Объединённого института ядерных исследований в Дубне (Россия), Окридджской национальной лаборатории (США), Университета Вандербильта (США) и Ливерморской национальной лаборатории имени Лоуренса (США) и назван в честь Московской области;

№ 118 — оганесон Og, получен в 2006 г. группами учёных из Объединённого института ядерных исследований в Дубне (Россия) и Ливерморской национальной лаборатории имени Лоуренса (США) и назван в честь Юрия Оганесяна за заслуги в исследовании трансактинидных элементов, открытие сверхтяжёлых элементов.

Мировое признание заслуг российских учёных показывает, что отечественная наука и сейчас находится на переднем крае развития мировой химии.

Стоя на пороге выбора будущей специальности и учебного заведения для продолжения образования, помните, что современный человек, каким бы делом он ни занимался, несостоятелен без знания химии. Ведь химия играет огромную роль не только в области точных и естественных наук, но и в повседневной жизни.

Желаем успехов в выборе профессии и в изучении достижений химической науки!



Синхрофазотрон Объединённого института ядерных исследований в г. Дубне

I

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

Be БЕРИЛЛИЙ 9,012	Mg МАГНИЙ 24,305	Ca КАЛЬЦИЙ 40,078	Zn ЦИНК 65,39	Ga ГАЛЛИЙ 69,723
Cu МЕДЬ 63,546	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Cd КАДМИЙ 112,41	In ИНДИЙ 114,82	La-Lu ★
Ag СЕРЕБРО 107,868	Ba БАРИЙ 137,33	Hg РУТУТЬ 200,59	Tl ТАЛЛИЙ 204,383	Pb СВИНЕЦ 207,2
Au ЗОЛОТО 196,966	Ra РАДИЙ [226]	Ac-Lr ★★	RO	

§ 1. ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА



Аристотель утверждал: «Элементом называется первооснова вещи, из которой она складывается и которая по виду не делима на другие виды...» Атом складывается из трёх элементарных частиц: протонов, нейтронов и электронов. А элементарны ли элементарные частицы?

В переводе с греческого *атом* означает *неделимый*. Однако множество экспериментальных фактов (вспомните каких) свидетельствует о том, что атом имеет сложное строение.

Электронейтральная система, состоящая из ядра, образованного протонами и нейтронами, и электронной оболочки, образованной электронами, называется **атомом**.

Каждый химический элемент имеет только ему присущее число протонов в ядре атома, которое определяет положительный заряд атомного ядра и место элемента в периодической системе Д. И. Менделеева. Число других элементарных частиц в ядре — нейтронов у атомов одного элемента может быть разным, т. е. эти атомы могут иметь разную массу. Каждый протон и нейтрон имеют массу, равную 1 а. е. м., и вся она сосредоточена в ядре. Сумму масс этих частиц называют **массовым числом**. Например, массовое число атома фосфора равно 31. Следовательно, в ядре атома фосфора содержится 15 протонов (согласно номеру элемента в периодической системе) и 16 нейтронов ($31 - 15 = 16$). Массовое число атома обозначают слева вверху от знака химического элемента: ^{31}P (читается «фосфор тридцать один»).

Отсюда следуют два важных вывода.

1. Атомы одного химического элемента, содержащие в ядре одинаковое число протонов (имеющие одинаковый положительный заряд ядра), но разное число нейтронов (имеющие разную массу), называются **изотопами** (от греч. *isos* — равный, одинаковый и *topos* — место).

2. **Химическим элементом** называется вид атомов, содержащих в ядре одинаковое число протонов.

*Другого ничего в природе нет
ни здесь, ни там, в космических глубинах:
всё — от песчинок малых до планет —
из элементов состоит единых.
Как формула, как график трудовой
строй Менделеевской системы строгой.
Вокруг тебя творится мир живой,
входи в него, вдыхай, руками трогай.*

С. Щипачёв. «Читая Менделеева»

Мы недаром привели строки из известного стихотворения Степана Щипачёва: «строй Менделеевской системы строгой» несёт важную информацию о каждом элементе.

Так как каждая клетка периодической таблицы принадлежит только одному химическому элементу, приведённая в ней относительная атомная масса этого элемента обозначает среднее значение относительных атомных масс его природных изотопов. Например, в природе встречается две разновидности атомов хлора: ^{35}Cl и ^{37}Cl , причём на каждые три лёгких атома хлора ^{35}Cl приходится один тяжёлый ^{37}Cl . Поэтому в периодической системе приведено дробное значение относительной атомной массы хлора — 35,5.

У калия два природных изотопа — ^{39}K и ^{40}K , у аргона — ^{39}Ar и ^{40}Ar (попробуйте объяснить относительное содержание в природе изотопов этих элементов).

Ядро атома окружает электронная оболочка, которая представляет собой совокупность всех электронов атома.

Заряд электрона, как вы знаете, равен -1 , а масса настолько мала (электрон примерно в 2000 раз легче протона или нейтрона), что ею пренебрегают, считая, что масса атома в целом равна массе ядра. Число электронов в атоме равно числу протонов в ядре (именно поэтому атом электронейтрален), т. е. соответствует порядковому номеру элемента.

Изменения в ядре атомов — ядерные реакции — изучает ядерная физика. Современные направления её развития помогают раскрыть сложную природу, казалось бы, элементарных частиц — нуклонов (от греч. *nucleus* — ядро), т. е. протонов и нейтронов. Оказывается, они построены из ещё более мелких частиц — кварков (рис. 1).

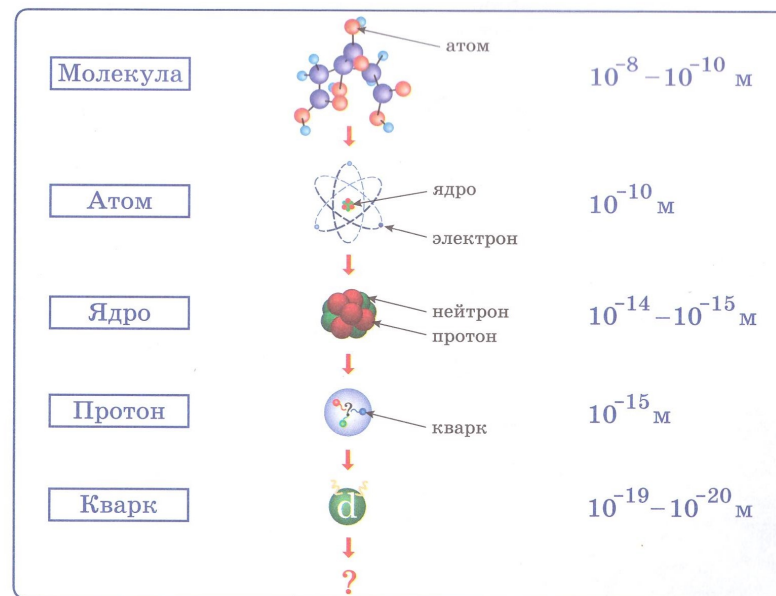


Рис. 1. Уровни строения вещества

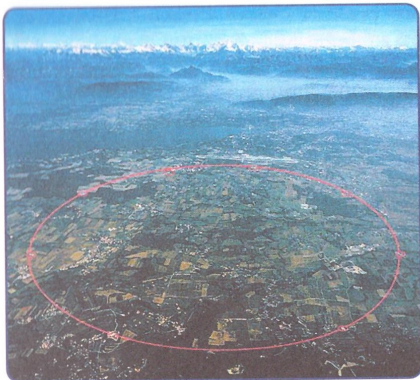


Рис. 2. Аэросъёмка участка земной поверхности, под которым расположен Большой адронный коллайдер

Сталкиваясь, протоны распадаются на части, что фиксируют особые детекторы (рис. 3). С помощью БАК учёные могут подробно исследовать свойства кварков и других фундаментальных частиц, а также кварк-глюонной плазмы (состояние вещества, близкое к тому, в котором Вселенная находилась в начале своей истории). Строение материи таит множество секретов, которые постепенно раскрывают физики-ядерщики.

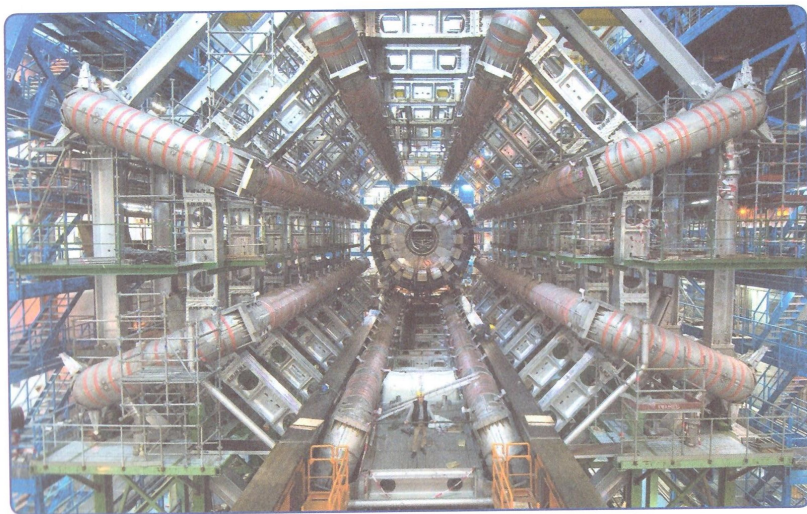


Рис. 3. Монтаж одного из основных детекторов коллайдера — ATLAS

В настоящее время различают 12 фундаментальных частиц: 6 лептонов (в том числе и электроны) и 6 типов кварков, — из которых построено всё вещество Вселенной. Тайны их происхождения, взаимодействия, объединения в различные структуры помогает раскрыть интернациональный научный проект, получивший название **Большой адронный коллайдер** (БАК) (рис. 2). Такое название этот циклический ускоритель получил от английского слова *collide* — сталкиваться. Почему адронный? Потому, что элементарные частицы, состоящие из кварков и участвующие в сильных взаимодействиях, называются **адронами**. В БАК под действием мощного электромагнитного поля пучки протонов разгоняют по противоположным круговым орбитам полых колец до огромных скоростей, сравнимых со скоростью света!

Для химических превращений наибольшее значение имеют изменения в электронной оболочке атомов, в первую очередь в структуре внешних электронных слоёв. О строении электронных оболочек и пойдёт речь в следующем параграфе.

Строение атома: ядро и электронная оболочка. Изотопы. Химический элемент. Большой адронный коллайдер. Уровни строения вещества



Проверьте свои знания

1. Заполните таблицу «Характеристика элементарных частиц».

Частица	Условное обозначение	Масса		Заряд	
		а. е. м.	г	Относительный	Кл
Протон		1	$1,67 \cdot 10^{-24}$		$1,6 \cdot 10^{-19}$
Нейтрон		1	$1,67 \cdot 10^{-24}$		0
Электрон		0,00055	$9,10 \cdot 10^{-28}$		$-1,6 \cdot 10^{-19}$

2. Что такое коллайдер? В чём состоит принцип его работы?
3. Из каких 12 фундаментальных частиц построены все вещества Вселенной?

Примените свои знания

4. Запишите обозначение изотопов хлора. Объясните, почему относительная атомная масса хлора имеет дробное значение и какие его изотопы наиболее распространены в природе.
5. Назовите уровни строения вещества. Вспомните из курса биологии уровни организации живой природы. Какой уровень является общим для химии и биологии? Почему?
6. Как вы думаете, почему важно иметь представление о сложном строении атома?
7. Дайте комментарий следующим строчкам из стихотворения Валерия Брюсова «Мир электрона»:

Быть может, эти электроны —
Миры, где пять материков,
Искусства, званья, войны, троны
И память сорока веков.
Ещё, быть может, каждый атом —
Вселенная, где сто планет;
Там всё, что здесь, в объёме сжатом,
Но также то, чего здесь нет.

Используйте дополнительную информацию

8. Рассмотрите рисунок 1 «Уровни строения вещества». Подготовьте небольшие сообщения о каждом из уровней, используя возможности Интернета.
9. Подготовьте сообщение об истории создания Большого адронного коллайдера, воспользовавшись возможностями Интернета.
10. Подготовьте сообщение по теме «БАК: история создания и перспективы открытий», используя возможности Интернета.

§ 2. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И УЧЕНИЕ О СТРОЕНИИ АТОМА



В периодической системе Д. И. Менделеева заряды атомных ядер химических элементов возрастают монотонно, а свойства элементов и образованных ими веществ изменяются периодически. Почему?

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — это графическое выражение периодического закона.

Вы уже знаете, что наиболее известны короткопериодный и длиннопериодный варианты периодической системы химических элементов.

Символика, принятая в периодической системе любой формы, несёт в себе значительную информацию. Напомним:

- заряд атомного ядра каждого химического элемента, который определяется числом протонов в нём, строго соответствует порядковому номеру элемента;
- число нейтронов определяется по разности между массовым числом изотопа и порядковым номером элемента;
- число электронов, составляющих электронную оболочку вокруг атомного ядра, также соответствует порядковому номеру элемента;
- электроны, близкие по запасу энергии, на электронной оболочке образуют слои — энергетические уровни, число которых соответствует номеру периода;
- число электронов во внешнем слое соответствует номеру А-группы.

В образовании химических связей принимают участие электроны внешнего и предвнешнего электронных слоёв. Такие электроны называются **валентными**.

Особенности строения атомов химических элементов объясняют изменение их свойств и свойств образованных ими веществ в периодах и группах.

По горизонтали, т. е. в периодах, с ростом порядкового номера элементов усиливаются неметаллические свойства и ослабевают металлические. Это обусловлено следующими факторами:

- число электронных слоёв (энергетических уровней) в пределах одного периода не изменяется;
- возрастает число электронов на внешнем слое;
- радиус атомов уменьшается.

Изменения металлических и неметаллических свойств элементов в больших периодах (4—6) происходят медленнее. Это связано с тем, что у атомов элементов В-групп первые два электрона поступают на внешний энергетический уровень, затем строится предвнешний уровень (с 8 до 18 электронов), и лишь потом снова достраивается внешний уровень до 8 электронов в соответствии с номером группы.

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от строения внешних и предвнешних электронных слоёв их атомов.

По вертикали, т. е. в группах, с ростом порядкового номера элементов усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические. Это обусловлено следующими факторами:

- возрастает число электронных слоёв (энергетических уровней), а следовательно, возрастает и радиус атомов;
- число электронов на внешнем слое атома не изменяется.

Частицы микромира, в том числе электроны, обладают *двойственной природой*, т. е. проявляют одновременно свойства частицы (например, обладают массой) и волны (например, характеризуются длиной волны).

Благодаря этому электрон в атоме может находиться в любой части пространства. Он не имеет траектории движения и можно говорить лишь о *вероятности* его нахождения в том или ином месте вокруг ядра. Поэтому положение электрона в пространстве отражает принятая в науке модель, называемая электронным облаком, или орбиталью.

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется **орбиталью**, или **электронным облаком**.

Существует несколько типов электронных орбиталей, отличающихся друг от друга по форме. Их обозначают буквами английского алфавита: *s*, *p*, *d* и т. д.

s-Орбиталь имеет сферическую форму. В центре сферы вероятность встретить электрон равна нулю: там находится крошечное ядро атома.

p-Орбиталь напоминает объёмную восьмёрку или гантель.

Более сложную форму имеют орбитали **d-типа**. Большинство из них представляют собой две объёмные восьмёрки со взаимно перпендикулярными осями (рис. 4).

Ещё раз подчеркнём, что электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый электронный слой (энергетический уровень).

Каждый энергетический уровень атома имеет строго определённый набор орбиталей:

1-й уровень — одна s-орбиталь;

2-й уровень — одна s-орбиталь и три p-орбитали;

3-й уровень — одна s-орбиталь, три p-орбитали и пять d-орбиталей;

4-й уровень — одна s-орбиталь, три p-орбитали, пять d-орбиталей и др.

На каждой орбитали может находиться один электрон (тогда его называют **неспаренным электроном**) или два электрона (**электронная пара** или **спаренные электроны**); кроме того, орбиталь может быть пустой (**свободной**, или **вакантной**).

Нетрудно посчитать, что на первом энергетическом уровне может располагаться только два электрона (1 орбиталь · 2 электрона), на вто-

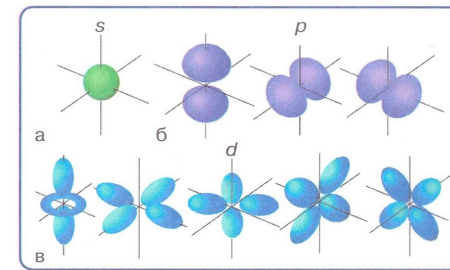


Рис. 4. Примерная форма электронных орбиталей: s-орбиталь (а); p-орбитали (б); d-орбитали (в)

ром — восемь электронов (4 орбитали · 2 электрона), на третьем — восемнадцать (9 орбиталей · 2 электрона).

Заполнение электронами уровней и орбиталей происходит согласно принципу наименьшей энергии: сначала заполняется ближайший к ядру первый электронный слой, затем — второй и т. д.

Аналогично происходит и заполнение орбиталей в пределах одного уровня: *s*-орбиталь выгоднее для электрона, чем *p*-орбиталь, *p*-орбиталь предпочтительнее *d*-орбитали.

Орбитали одного типа (например, *p*- или *d*-), расположенные на одном уровне, сначала принимают по одному электрону, затем происходит спаривание электронов.

Например, на втором энергетическом уровне первой заполняется *s*-орбиталь (её так и обозначают — $2s$), потом электроны занимают три *p*-орбитали (аналогично их обозначают $2p$) сначала по одному, и лишь затем происходит заполнение орбиталей вторыми электронами.

Таким образом составляются **электронные конфигурации** атомов химических элементов. Это условная формула, которая показывает распределение электронов по энергетическим уровням и орбиталям.

У атома водорода ${}^1\text{H}$ (слева внизу указывается порядковый номер элемента, который совпадает с числом электронов в атоме) единственный электрон расположен на единственной *s*-орбитали единственного энергетического уровня. Электронная конфигурация атома водорода $1s^1$. Надстрочным индексом обозначают число электронов на орбиталях данного типа. Так как у атома гелия ${}^2\text{He}$ два электрона, его электронная конфигурация — $1s^2$. Первый энергетический уровень заполнен.

Три электрона имеет атом лития ${}^3\text{Li}$. Его электронная оболочка состоит уже из двух электронных слоёв. Третий электрон за неимением свободного места на первом энергетическом уровне поступает на второй. Из четырёх имеющихся там орбиталей (одной *s*- и трёх *p*-) он «выбирает» энергетически более выгодную *s*-орбиталь $1s^2 2s^1$.

Ниже приведены электронные конфигурации атомов элементов от бериллия до неона. Внимательно проследите, как от элемента к элементу происходит заполнение электронами внешнего (валентного) энергетического уровня.

${}^4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$
${}^5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$
${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$
${}^7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$
${}^8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$
${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$

В зависимости от того, на какую орбиталь поступает последний электрон в атоме химического элемента, все элементы принято делить на четыре **электронные семейства**:

***s*-элементы** — гелий и элементы I и IIА-групп;

***p*-элементы** — элементы III—VIIIА-групп;

***d*-элементы** — элементы I—VIIIВ-групп, т. е. элементы, расположенные между *s*- и *p*-элементами. Их также называют **переходными элементами** (рис. 5);

***f*-элементы** — лантаноиды (57—71) и актиноиды (89—103).

Рассмотрим, как формируется электронная конфигурация железа — элемента № 26 VIIIВ-группы IV периода. Ядро его атома имеет заряд +26, на электронной оболочке находится 26 электронов: на первом уровне — 2 электрона (на $1s$ -орбитали), на втором уровне — 8 электронов (2 на $2s$ -орбитали и 6 на $2p$ -орбиталях), на внеш-

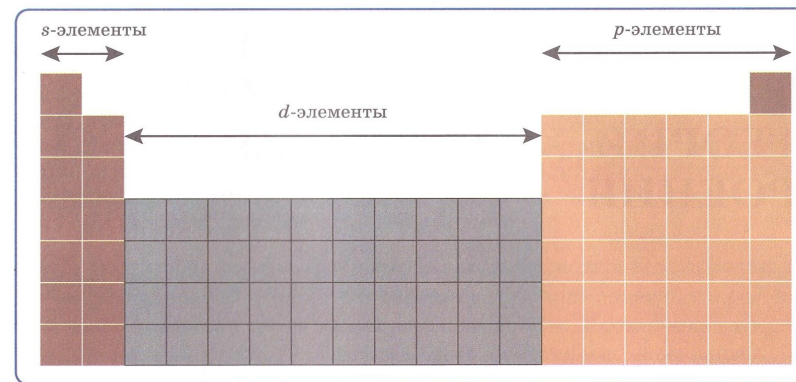
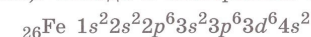


Рис. 5. Электронные семейства периодической системы

нем, четвёртом — 2 *s*-электрона, как у элемента побочной подгруппы, и остальные 14 электронов — на третьем уровне (2 на $3s$ -орбитали, 6 на $3p$ -орбиталях и оставшиеся 6 — на $3d$ -орбиталях). Отсюда и электронная конфигурация:



Физический смысл порядкового номера элемента, периода, группы. Валентные электроны. Электронная конфигурация атомов. Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах. Электронные семейства химических элементов

Проверьте свои знания

1. Раскройте физический смысл порядковых номеров элемента, периода и группы.
2. Что представляют собой электронная оболочка атома, электронные слои и орбитали?
3. Как записываются электронные конфигурации атомов? Каким принципом следует руководствоваться при этом?

Примените свои знания

4. Вспомните, что такое корпускулярно-волновой дуализм.
5. Запишите электронные конфигурации атомов элементов с порядковыми номерами 6, 15, 20, 25. К каким семействам относятся эти элементы?
6. Определите элемент по его электронной конфигурации: а) $1s^2 2s^2 2p^4$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
7. Запишите электронные конфигурации следующих ионов: Cl^- ; Ca^{2+} ; Al^{3+} ; O^{2-} .

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение о синтезе одного из химических элементов, проведённом в Объединённом институте ядерных исследований в г. Дубне.

§ 3. СТАНОВЛЕНИЕ И РАЗВИТИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА И ТЕОРИИ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ



Как философское утверждение «познание — движение, переход от незнания к знанию, от знания неполного и неточного к знанию более полному и более точному» применимо к периодическому закону и теории химического строения? Какова роль личности в истории химии? Какова роль практики в становлении и развитии химической теории?

В 1869 г. Дмитрий Иванович Менделеев сформулировал периодический закон — фундаментальный закон природы. Современная формулировка **периодического закона** такова:

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер элементов.

В формулировке Менделеева эта зависимость устанавливалась для атомных весов (сейчас мы их называем относительными атомными массами).

Теоретическую основу органической химии составляет теория химического строения органических соединений, сформулированная в 1861 г. Александром Михайловичем Бутлеровым.

Великие научные открытия, совершённые Д. И. Менделеевым и А. М. Бутлеровым, вносят значительный вклад в мировую химическую науку. Их идеи никогда не утратят своего значения, они только развиваются и углубляются на основе новых научных представлений.

Открытие объединяет то, что приоритет русских химиков пытались оспорить на Западе.

Нобелевскими премиями начали отмечать выдающиеся открытия в науке с 1901 г. До этого знаком международного признания учёного-химика было вручение медали Дэви. Эту медаль в 1882 г. Лондонское королевское общество присудило Д. И. Менделееву «За открытие периодических соотношений атомных весов». Но уже через пять лет англичанин Дж. Ньюлендс получил медаль Дэви «За открытие периодического закона химических элементов».

Другой известный русский химик Владимир Васильевич Марковников, защищая приоритет А. М. Бутлерова в создании теории химического строения органических соединений, писал: «Обстоятельства сложились так, что мы не можем ожидать вполне беспристрастной оценки заслуг наших учё-



Дмитрий Иванович Менделеев
(1834—1907)

ных со стороны Запада, в особенности, если там приходится решать между своим соотечественником и русскими».

Как нельзя лучше слова Марковникова подтверждает присуждение Нобелевской премии в 1906 г. не Д. И. Менделееву, а французскому химику Анри Муассану за открытие фтора. Может быть, в этом решении комитета сыграл свою роль тот факт, что кандидатура Менделеева была представлена Академией наук Германии, а не России. Отношение чиновников от науки к отечественным учёным красноречиво иллюстрирует тот факт, что Менделеев так и не был избран членом Российской академии, хотя баллотировался в неё не раз. И это тогда, когда он уже был почётным членом почти всех европейских Академий.

Новый, 101-й, химический элемент, полученный в 1955 г. группой американских учёных во главе с Гленном Сиборгом, был назван «менделевий» в честь величайшего русского химика.

Сравним предпосылки периодического закона и теории химического строения органических соединений.

Как и большинству выдающихся научных открытий, периодическому закону предшествовало *накопление фактического материала*: науке были известны 63 химических элемента и описаны свойства их многочисленных соединений.

Количество известных органических веществ ко времени создания теории (от греч. *theoria* — рассмотрение, исследование) химического строения насчитывало десятки тысяч. Это многообразие веществ состояло лишь из нескольких элементов: углерода, водорода, кислорода, реже — азота, фосфора и серы. Фридрих Вёлер в письме к Берцелиусу так описывал органическую химию того времени: «Органическая химия может сейчас кого угодно свести с ума. Она кажется мне дремучим лесом, полным удивительных вещей, безграничной чащей, из которой нельзя выбраться, куда не осмеливаешься проникнуть...»

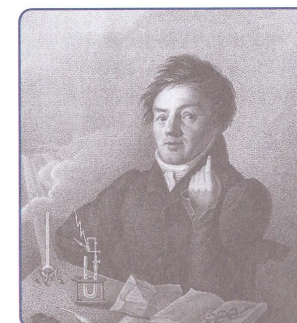
Следующая предпосылка открытия периодического закона — *обобщение работ предшественников*.

Первые попытки классификации химических элементов предприняли шведский химик Йёнс Якоб Берцелиус, немец Иоганн Вольфганг Дёберейнер, француз Александр Эмиль Шанкуртуа, англичанин Джон Александр Ньюлендс.

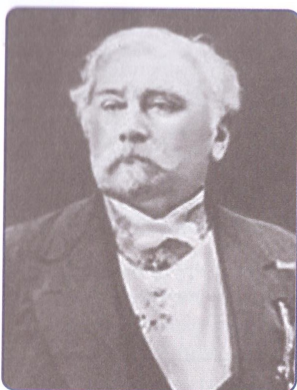
Й. Я. Берцелиус разделил все элементы на металлы и неметаллы на основе различий свойств образованных ими простых и сложных веществ. Так, металлам соответствуют основные оксиды и основания, а неметаллам — кислотные оксиды и кислоты. Классов было только два и они включали значительно отличающиеся друг от друга элементы. Наличие амфотерных оксидов и гидроксидов у некоторых металлов вносило путаницу в предложенную Берцелиусом классификацию.



Йёнс Якоб Берцелиус
(1779—1848)



Иоганн Вольфганг Дёберейнер
(1780—1849)



Александр Эмиль Шанкуртуа
(1820—1886)

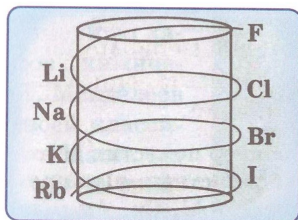
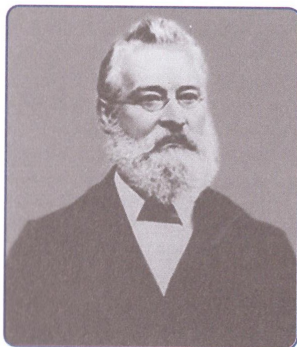


Рис. 6. Спираль Шанкуртуа



Джон Александр Ньюлендс
(1837—1898)

И. Дёберейнер разделил элементы по три на основе сходства образуемых ими веществ так, чтобы в *триадах* сходных по свойствам элементов (например, литий — натрий — калий, сера — селен — теллур, хлор — бром — йод, марганец — хром — железо) атомная масса среднего была примерно равна полусумме атомных масс двух крайних (проверьте эту закономерность для приведённых триад). Работа И. Дёберейнера послужила подтверждением мысли о наличии определённой связи между атомными массами и свойствами элементов. Но ему удалось составить лишь четыре триады, все известные в то время элементы он не сумел классифицировать таким образом.

Профессор Парижской горной школы А. Шанкуртуа расположил элементы в порядке увеличения атомных масс на поверхности воображаемого цилиндра по *спирали*. Каждый виток спирали содержал по семь элементов. Друг под другом в соседних витках оказались элементы со сходными свойствами (рис. 6).

В 1865 г. английский химик Дж. Ньюлендс, располагая элементы в порядке возрастания их атомных масс, заметил, что элементы можно сгруппировать по семь в таком порядке, что каждый восьмой элемент будет похож по свойствам на первый. Не правда ли, просматривается аналогия с музыкальной *октавой*: за нотами от «до» до «си» следует новая семёрка, снова начинающаяся с ноты «до»? Ньюлендс назвал своё открытие «законом октав».

Он даже составил таблицу, пронумеровав известные элементы (рис. 7), и получил горизонтальные ряды элементов, многие из которых имели схожие свойства.

На труды предшественников опирался и А. М. Бутлеров при разработке своей теории. Так, французские химики Луи Гитон де Морво и Антуан Лавуазье ввели термин «радикал», а Йёнс Берцелиус, Юстус Либих, Жан Дюма предложили *теорию радикалов*. Берцелиус ввёл термин «изомерия». Не только предшественниками, но и соавторами теории химического строения органических соединений считаются немецкий химик Август Кекуле и шотландский химик Арчибальд Купер.

В 1858 г. А. Купер предложил обозначать химические связи между отдельными атомами в молекуле с помощью чёрточек. В том же году А. Кекуле впервые обратил внимание на то, что углерод в органических соединениях всегда четырёхвалентен. Кекуле и Купер практически одновременно обнаружили способность атомов углерода соединяться друг

с другом, образуя различные цепи: линейные, разветвлённые и циклические. Кекуле пришёл к выводу, что молекула бензола имеет циклическое строение с чередующимися одинарными и двойными связями. Однако впервые термин «химическое строение», обозначавший порядок соединения атомов в молекуле согласно их валентности, предложил именно Бутлеров.

Большое значение в становлении теории химического строения сыграли успехи синтеза органических соединений, в результате которых было развеяно учение о *витализме*, т. е. о «жизненной силе».

Ещё одной предпосылкой создания теории следует считать *конгресс химиков в г. Карлсруэ* (Германия) в 1860 г., где утвердились понятия «атом», «молекула», «относительная молекулярная масса» (так называли атомный вес). На этом конгрессе Д. И. Менделеев присутствовал в качестве наблюдателя. А. М. Бутлеров в работе конгресса не участвовал, но активно изучал его материалы и в 1861 г. на съезде немецких естествоиспытателей и врачей в г. Шпейере выступил со знаменитым докладом «О химическом строении веществ».

Все эти предпосылки следует отнести к разряду объективных. Однако немалую роль сыграли и личностные качества русских химиков. Они обладали энциклопедическими знаниями, умением анализировать и обобщать факты, делать научные прогнозы и подтверждать их на практике. Недаром Д. И. Менделеев говорил об А. М. Бутлерове: «Бутлеров — один из величайших русских учёных, он русский и по учёному образованию, и по оригинальности трудов».

Как утверждают философы, научный закон или теория выполняют следующие функции:

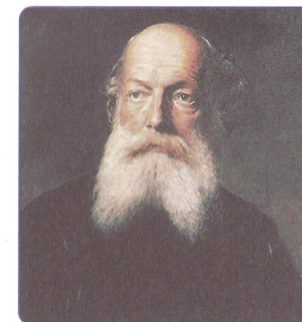
- систематизируют факты;
- объясняют факты;
- прогнозируют новые факты.

Так, на основе своего закона Д. И. Менделеев предсказал, описал свойства и указал пути открытия ещё неизвестных науке элементов: галлия, скандия и германия. А. М. Бутлеров получил в лаборатории соединение, совпадающее по составу с газом бутаном, но отличающееся от него физическими свойствами и назвал вещество изобутаном.

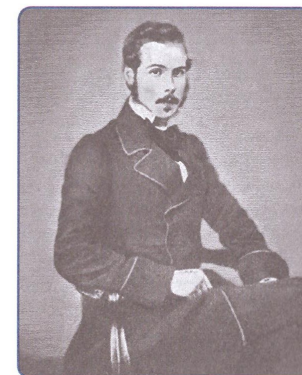
Следовательно, *практика* предоставила богатый фактический материал для создания этих выдающихся теоретических открытий, т. е. стала *источником познания*. Затем после получения предсказанных элементов и органических веществ

H	1	F	8	Cl	15	Co	22	Br	29	Pd	36	J	43	Pt	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Tl	51
G	3	Mg	10	Ca	17	Zn	24	Sr	31	Cd	38	Ba	45	Pb	52
Bo	4	Al	11	Cr	18	Y	25	Ce	32	U	39	Ta	46	Th	53
C	5	Si	12	Ti	19	In	26	Zr	33	Sn	40	W	47	Hg	54
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro	35	Te	42	Au	49	Os	56

Рис. 7. Октавы Ньюлендса



Фридрих Август Кекуле
(1829—1896). С портрета
работы Г. фон Ангели



Арчибальд Купер
(1831—1892)



Александр Михайлович
Бутлеров (1828—1886)

Основное направление развития теории химического строения — изучение пространственного и электронного строения соединений.



Предпосылки открытия периодического закона и теории химического строения органических соединений. Роль личности в истории химии. Роль практики в становлении и развитии химической теории

Проверьте свои знания

1. Дайте три формулировки периодического закона: а) менделеевскую; б) современную; в) раскрывающую причины периодичности свойств элементов в таблице Д. И. Менделеева.
2. Вспомните основные положения теории химического строения. Что такое изомеры? Какие виды изомерии вы помните из курса органической химии?

Примените свои знания

3. Расскажите о становлении и развитии периодического закона и теории химического строения органических соединений по плану:
 - предпосылки;
 - участие авторов в научных форумах;
 - основные положения;
 - современное развитие.
4. Какие названия химических элементов связаны с нашей Родиной — Россией?

Используйте дополнительную информацию

5. Подготовьте сообщение о жизни, деятельности и вкладе в химическую науку Д. И. Менделеева и А. М. Бутлерова.
6. Выскажите своё отношение к выбору Нобелевским комитетом кандидатуры А. Мюссана и присуждению ему Нобелевской премии в 1906 г.

практика подтвердила истинность периодического закона и теории строения органических соединений, т. е. послужила *критерием истины*.

Пророческими оказались слова Д. И. Менделеева: «Периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройкой и развитие обещаются». Ведь великий русский химик открыл закон, создал систему, когда о сложном строении атома учёные только догадывались.

Слова А. М. Бутлерова созвучны сказанному Д. И. Менделеевым: «Само собой разумеется, что, когда мы будем знать ближе натуру химической энергии, самый род атомного движения — когда законы механики получат и здесь приложения, тогда учение о химическом строении падёт, как падали прежние химические теории. Но, подобно большинству этих теорий, она падёт не для того, чтобы исчезнуть, а для того, чтобы войти в изменённом виде в круг новых и более широких воззрений».

§ 4. ИОННАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И ИОННЫЕ КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ

Элементы VIIIА-группы называют благородными газами. Даже простые вещества, образованные этими элементами, существуют в виде отдельных, не связанных друг с другом атомов. Такая особенность объясняется тем, что атомы этих элементов имеют завершённый внешний электронный слой. Как атомам остальных химических элементов заполнить свой внешний электронный слой?



Опираясь на знания из курса основной школы, вы, возможно, предложите следующие способы:

— металлы, атомы которых содержат на внешнем слое 1—3 электрона, могут отдать их, чтобы сделать завершённый предвнешний слой внешним;

— неметаллы, атомы которых содержат на внешнем слое 4—7 электронов, могут принять недостающие чужие электроны для завершения этого слоя.

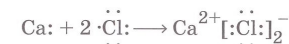
Однако эти процессы имеют далеко идущие последствия. Во-первых, атомы металлов, отдавая электроны (процесс называется **окислением**), превращаются в положительно заряженные ионы — **катионы**, а во-вторых, атомы неметаллов, принимая электроны на внешний слой (процесс называется **восстановлением**), превращаются в отрицательно заряженные ионы — **анионы**.

Согласно закону Кулона, между катионами и анионами возникают силы электростатического притяжения, которые удерживают эти частицы в ионном кристалле.

Связь, образованная за счёт электростатического притяжения между катионами и анионами, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи и присоединения электронов, называется **ионной**.

Эта связь характерна для соединений, образованных наиболее активными металлами — щелочными и щёлочноземельными, и наиболее активными неметаллами — галогенами и кислородом. Следовательно, из бинарных, или двухэлементных соединений, к ионным относятся оксиды и галогениды металлов IА- и IIА-групп. Эти соединения построены простыми ионами.

Схематично процесс образования ионной связи между атомами кальция и хлора можно отразить следующим образом:



Два разноимённо заряженных иона, связанных силами взаимного притяжения, взаимодействуют с другими противоположно заряженными ионами, образуя таким образом кристаллические соединения. Что они собой представляют?

Ионы, как и другие частицы, в твёрдом кристалле занимают строго определённое положение в пространстве. Если их соединить воображаемыми линиями, получится совокупность ячеек правильной геометрической формы, называемая

5. Запишите схемы образования ионной связи между атомами:

- бария и кислорода;
- калия и брома;
- кальция и фтора.

6. Запишите приведённые ниже схемы, заменив вопросительный знак на соответствующий символ: цифру, букву, знаки «+» или «-»:

- $\text{Ba} - ?\bar{e} \rightarrow \text{Ba}^{2+}$
- $\text{Br} \dots ?\bar{e} \rightarrow \text{Br}^-$
- $? - 2\bar{e} \rightarrow \text{Sr}^{2+}$
- $\text{S} + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$
- $\text{Fe}^{2+} - \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$

Используйте дополнительную информацию

7. Подготовьте сообщение на тему «Инертные или благородные?»

8. Какую роль в развитии периодического закона сыграло открытие элементов VIIIA-группы? Аргументируйте свой ответ.

§ 5. КОВАЛЕНТНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



Из 118 химических элементов к металлам относят 96, а к неметаллам — 22. Тем не менее соединений с ковалентной связью в сотни тысяч раз больше, чем соединений с ионной. Почему?



Гилберт Льюис (1875—1946)

Все органические соединения (их более 100 миллионов!) построены за счёт ковалентной химической связи. Однако и неорганических соединений с ионной связью меньше, чем с ковалентной.

Теорию ковалентной связи в 1916 г. предложил американский химик Гилберт Льюис. Он объяснил, как возникает химическая связь в двухатомных молекулах водорода H_2 , азота N_2 , кислорода O_2 , галогенов (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2).

Вспомним механизм образования некоторых двухатомных молекул на примере водорода и хлора.

Атом водорода на единственной s -орбитали содержит один электрон. Два атома объединяют непарные электроны в общую пару. Следовательно, у атомов водорода в распоряжении уже два электрона, т. е. их электронная оболочка завершена до устойчивой двухэлектронной оболочки благородного газа гелия (рис. 10).

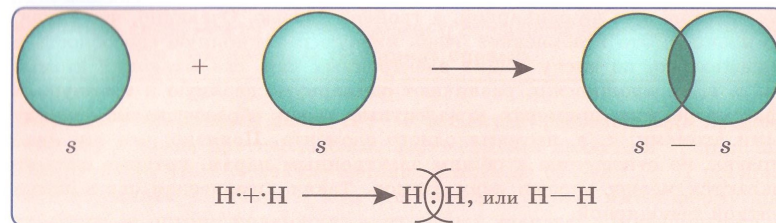


Рис. 10. Образование ковалентной связи в молекуле водорода

В структурных формулах общая электронная пара обозначается чёрточкой.

Ковалентной, или атомной химической связью, называется связь между атомами за счёт образования общих электронных пар.

Условно этот процесс можно представить следующим образом. При сближении двух атомов водорода происходит перекрывание их сферических s -орбиталей до тех пор, пока сила отталкивания ядер не будет равна силе притяжения между ядром одного атома и электроном другого. Место взаимопроникновения орбиталей называется **электронной плотностью**. Это область пространства, где сосредоточен повышенный отрицательный заряд.

Атомы хлора в основном состоянии содержат непарный электрон не на s -, а на p -орбитали. В молекуле хлора Cl_2 образование химической связи, т. е. общей электронной пары, происходит за счёт перекрывания p -орбиталей (рис. 11).

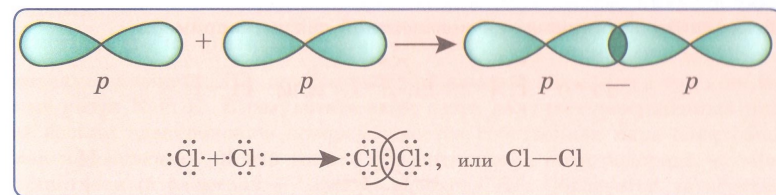
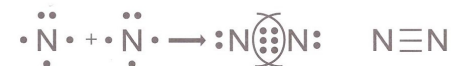


Рис. 11. Образование химической связи в молекуле хлора

Атомы в молекулах водорода и хлора образовали одну общую электронную пару. Такая ковалентная связь называется **простой** или **одинарной**.

Иначе образуется химическая связь между двумя атомами азота, имеющими на внешнем энергетическом уровне по пять валентных электронов. До устойчивой восьмизлектронной оболочки каждому атому не хватает трёх электронов, поэтому атомам придётся предоставить в общую копилку по три электрона и образовать три электронные пары:



Посчитайте: в молекуле азота каждый атом распоряжается восьмью электронами (не считая электроны первого энергетического уровня). Два атома азота в моле-

куле N_2 связаны уже не одинарной, а тройной связью. Очевидно, что такая связь гораздо прочнее. Это и объясняет очень низкую реакционную способность азота.

Следовательно, по числу общих электронных пар, связывающих атомы в молекулы, т. е. по *кратности*, различают **одинарную, двойную и тройную связи**.

В рассмотренных примерах ковалентные связи образовывались между одинаковыми атомами, т. е. атомами одного элемента. Понятно, что эти два атома равноправны по отношению к общим электронным парам, которые симметрично располагаются между ядрами двух атомов. Такая химическая связь называется ковалентной неполярной.

Ковалентная связь между атомами одного элемента называется **ковалентной неполярной связью**.

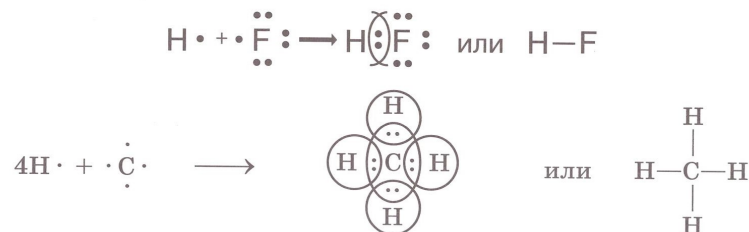
Ковалентная связь может образоваться между двумя атомами, которые в соответствии с положением в периодической системе обладают различными неметаллическими свойствами. Усиление неметаллических свойств проявляется в стремлении атома оттянуть общую электронную пару к себе.

Способность атомов химических элементов оттягивать к себе общие электронные пары ковалентной связи называется **электроотрицательностью**.

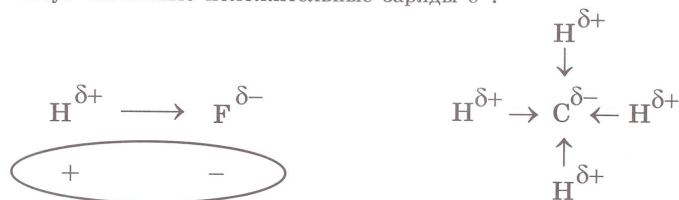
Самым электроотрицательным элементом является фтор, за ним неметаллы располагаются следующим образом:



Между атомами разных химических элементов-неметаллов наблюдается аналогичный механизм возникновения ковалентной связи, например:



Однако в этом случае общие электронные пары смещаются в сторону более электроотрицательного элемента. В результате в молекулах HF и CH_4 на атомах фтора и углерода образуются избыточные отрицательные заряды, которые обозначаются δ^- (греческая буква «дельта»), а атомы водорода с дефицитом электронной плотности несут частичные положительные заряды δ^+ :



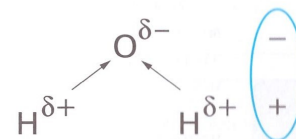
Ковалентная связь между двумя атомами с различной электроотрицательностью называется **ковалентной полярной связью**.

В результате полярности связи $\text{H} \rightarrow \text{F}$ молекула фтороводорода представляет собой частицу с двумя противоположно заряженными полюсами — **диполь**.

Несмотря на то что в молекуле метана каждая из связей $\text{C} \leftarrow \text{H}$ полярна, она не является диполем. Причина в том, что молекула метана имеет форму правильного тетраэдра, а потому полярность всех связей взаимно компенсируется.

Следовательно, полярность молекулы определяется двумя факторами: **полярностью связей в молекуле и её геометрией**.

Например, молекулы воды — диполи, имеющие угловую форму:



Наоборот, линейные молекулы CO_2 (углекислого газа) неполярны: $\text{O} \rightleftharpoons \text{C} \rightleftharpoons \text{O}$, хотя двойные связи $\text{C} \rightleftharpoons \text{O}$ сильно поляризованы.

В рассмотренных примерах при образовании полярных и неполярных молекул был реализован **обменный механизм** возникновения ковалентной связи: каждый из участвующих атомов предоставлял другому на паритетных началах свои не-парные электроны, образуя таким образом общие (поделённые) электронные пары. Однако имеется ещё один механизм образования ковалентной связи — **донорно-акцепторный**.

Рассмотрим его на примере катиона аммония NH_4^+ .

В молекуле аммиака NH_3 по обменно-му механизму образуется три ковалентные полярные связи $\text{N} \leftarrow \text{H}$. В результате атом азота получает завершённый внешний слой из восьми электронов, в котором имеется собственная пара электронов, называемая **неподелённой**. К ней может присоединиться атом водорода, потерявший свой единственный электрон — катион водорода H^+ . Образуется четвёртая связь $\text{N} \leftarrow \text{H}$, при этом атом азота, предоставивший для её образования свою пару электронов, называется **донором**, а катион водорода со свободной орбиталью — **акцептором**. Получившаяся при этом частица несёт положительный заряд и называется катионом аммония:





Рис. 12. Вулканическая сера в природе

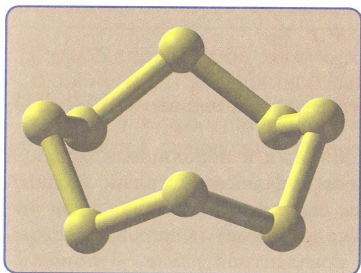


Рис. 13. Модель молекулы ромбической серы

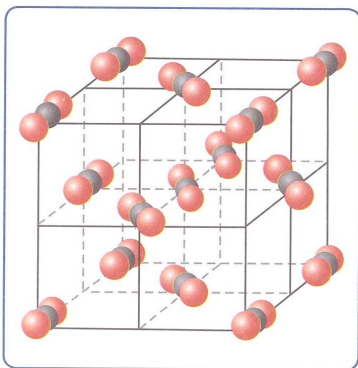


Рис. 14. Углекислый газ — вещество с молекулярной кристаллической решёткой

В результате образования ковалентных связей возникают молекулы. Такая связь преобладает в химических соединениях и значит все они имеют молекулярное строение. Это почти 100 млн органических соединений, большинство веществ, которые при обычных условиях представляют собой газы и жидкости, а также некоторые твёрдые вещества, например ромбическая сера (рис. 12 и 13), белый фосфор.

Ковалентная связь определяет два типа решёток: *молекулярные* и *атомные*.

В узлах кристаллической решётки вещества молекулярного строения находятся молекулы этого вещества, поэтому кристаллическая решётка такого типа называется **молекулярной**.

Молекулярную кристаллическую решётку имеют вода, большинство органических веществ, кристаллический иод, сера, почти все переведённые в твёрдое состояние жидкие и газообразные вещества, например «сухой лёд» — твёрдый углекислый газ (рис. 14).

Атомы в молекулах таких веществ связаны достаточно прочными ковалентными связями, а вот между молекулами связи значительно более слабые (вандерваальсовы силы). Разрушить молекулярную кристаллическую решётку нетрудно, поэтому соединения такого строения обычно легкоплавкие, летучие, часто обладают запахом.

Ковалентные связи могут приводить к образованию веществ не только молекулярного, но и атомного строения, т. е. с **атомными кристаллическими решётками**. В узлах таких кристаллических решёток располагаются отдельные атомы, связанные между собой очень прочными ковалентными связями. Атомная кристаллическая решётка характерна для некоторых простых веществ, например, модификаций бора, кремния, углерода. Если каждый углеродный атом в решётке находится в центре тетраэдра и окружён четырьмя другими атомами углерода, с которыми связан ковалентными неполярными связями, образуется кристаллическая решётка алмаза (рис. 15).

Высокой твёрдости алмаза присвоен высший балл (10) по шкале Мооса.

Это свойство используется для изготовления абразивных (от фр. *abrasif* — шлифовальный) инструментов, которые предназначены для шлифования, полирования, бурения металлов, керамических материалов, горных пород и т. д. Отшлифованные алмазы — бриллианты — используются в ювелирном деле.

Однако атомы углерода в кристаллической решётке могут располагаться слоями, образуя правильные шестиугольники наподобие пчелиных сот. Между атомами углерода соседних слоёв расстояние больше, чем в слоях, поэтому и связи менее прочные. Такую решётку имеет **графит** (рис. 16).

Это приводит к тому, что графит, в отличие от алмаза, электропроводен и мягок, но обладает высокой тугоплавкостью. Его используют для изготовления электродов и замедлителей нейтронов в ядерных реакторах. При высоких температурах и давлении из графита получают технические алмазы. Способность оставлять след на бумаге — свойство, на котором основано применение карандашей.

Гораздо более характерны атомные кристаллические решётки для сложных веществ. К ним относятся минералы, основу которых составляют оксид алюминия (наждак, корунд, рубин, сапфир) и оксид кремния(IV) (кварц (рис. 17), кремнезём, горный хрусталь).

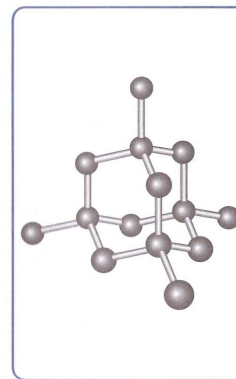


Рис. 15. Кристаллическая решётка алмаза

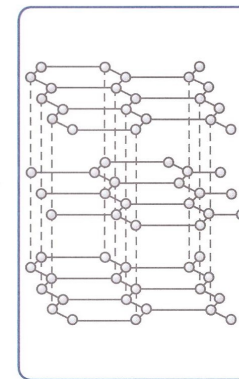


Рис. 16. Кристаллическая решётка графита



Рис. 17. Розовый кварц

Ковалентная неполярная и полярная связь. Электроотрицательность. Кратность ковалентной связи. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентных связей. Полярность связи. Полярность молекулы. Молекулярные и атомные кристаллические решётки

Проверьте свои знания

1. Какие два механизма образования ковалентной связи вы знаете? Чем отличается один механизм от другого?
2. Что называется кратностью ковалентной связи? Запишите молекулярные и структурные формулы органических и неорганических веществ с ковалентной связью различной кратности.
3. Какие типы кристаллических решёток соответствуют веществам с ковалентной связью? Сравните свойства веществ с молекулярной и ионной кристаллическими решётками.
4. Охарактеризуйте атомные кристаллические решётки. Какие два типа веществ (по составу) их образуют? Сравните вещества с атомными и ионными кристаллическими решётками.
5. Почему ковалентная связь преобладает в мире химических веществ?

Примените свои знания

6. Укажите формулы веществ, молекулы которых содержат ковалентную неполярную связь: HF , NH_3 , S_8 , H_2O_2 , SO_3 , C_2H_6 . Какие из перечисленных веществ имеют, кроме неполярной, ещё и ковалентную полярную связь? Назовите все вещества.
7. Запишите формулу хлорида аммония, охарактеризуйте все химические связи этого соединения. Объясните механизмы их образования. Аргументируйте вывод о единой природе химической связи.

Используйте дополнительную информацию

8. Какие знаки государственного отличия в царской, советской и современной России изготовлены с применением бриллиантов? Подготовьте сообщение об одной из таких наград.

§ 6. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



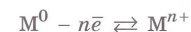
Все металлы обладают рядом сходных свойств. Они ковкие, пластичны, тягучи, электро- и теплопроводны, обладают характерным металлическим блеском. Очевидно, что общие свойства металлов определяются особенностями их строения. Каковы же эти особенности?

Подавляющее число химических элементов периодической системы Д. И. Менделеева относятся к металлам:

- все s -элементы, кроме водорода и гелия;
- все d -элементы;
- p -элементы IIIA-группы, кроме бора;
- некоторые p -элементы IVA (олово и свинец)- и VA (сурьма и висмут)-групп, а также p -элемент VIIA-группы — полоний.

Анализ положения металлов в периодической системе и учёт особенностей строения их атомов позволяет сделать следующие выводы: атомы этих элементов содержат небольшое число электронов на внешнем слое (1–3), имеют сравнительно большой радиус атома и много свободных орбиталей, которые могут легко перекрываться. Поэтому валентные электроны свободно перемещаются от одних атомов, превращая их в ионы, к другим, связывая их.

В простых веществах-металлах осуществляется бесконечный процесс превращения атомов в ионы и обратно, который можно отразить с помощью схемы:



Эти же процессы происходят и в металлических сплавах.

Связь в металлах и сплавах между ион-атомами, осуществляемая совокупностью валентных электронов, называется **металлической связью**.

Металлическая связь определяет и особое кристаллическое строение металлов и сплавов — **металлическую кристаллическую решётку**, в узлах которой расположены ион-атомы. Обобществлённые подвижные электроны не принадлежат какому-то определённом атому и способны перемещаться по всему объёму металла. В отсутствие в нём электрического поля эти электроны хаотически движутся и сталкиваются, чаще всего с ионами кристаллической решётки. В 1900 г. немецкий физик Пауль Друде предложил называть совокупность этих электронов **электронным газом**. Этот электронный газ прочно соединяет, как бы склеивает ионный остов металла. При механических нагрузках или нагреве газ не допускает разрыва металлической решётки, связывая положительные ионы. Поэтому при обработке металлов изменение их формы происходит без разрушения кристаллической решётки, так как её слои легко скользят один по другому.

Лабораторный эксперимент

Возьмите две стеклянные пластины (или небольшие зеркальца). На одну нанесите пипеткой несколько капель воды и накройте второй пластиной. Соедините их и подвигайте относительно друг друга. Тонкий слой воды выполняет роль обобществлённых электронов и иллюстрирует такое свойство металлов, как пластичность: пластины легко смещаются, но оторвать их друг от друга непросто.

Металлы *электропроводны*, потому что под действием электрического поля валентные электроны начинают направленное движение — возникает электрический ток. Металлы — это проводники первого рода, в отличие от растворов электролитов, которые относятся к проводникам второго рода.

Мы вряд ли представляем себе жизнь без электричества, которое поступает в каждый дом, в каждую квартиру по сети электрических проводов — своеобразной кровеносной системе современ-



Рис. 18. Мачта линии электропередачи

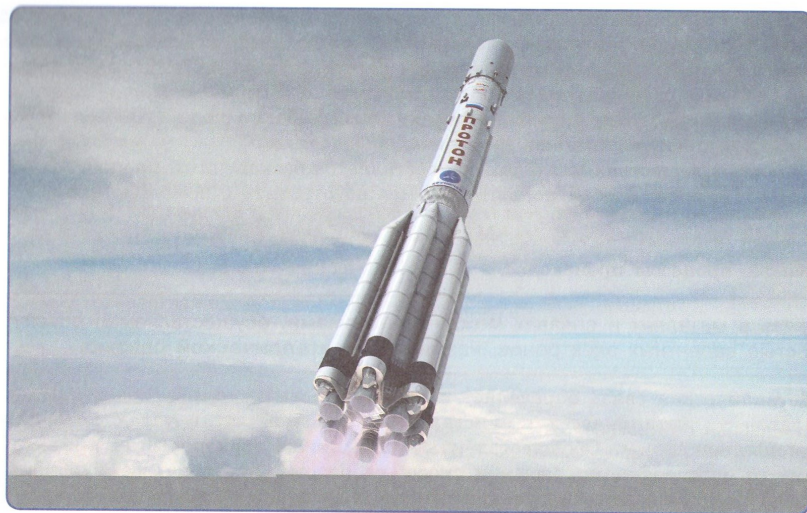


Рис. 19. Сплавы титана — основа ракетостроения

ной технической цивилизации (рис. 18). Лучше всего проводят электрический ток серебро, медь, золото, алюминий. Серебро и золото — дорогие металлы. Медь также недешёвый металл. Поэтому кабели линий электропередачи (ЛЭП) делают главным образом из алюминия.

Кстати, прочная опора линии электропередачи тоже металлическая. *Прочность* — одно из основных свойств большинства металлов, позволяющее использовать их в качестве конструкционных материалов. Один из наиболее прочных и в то же время лёгких металлов — титан. Этот металл и сплавы на его основе — незаменимые конструкционные материалы в самолётостроении и космической технике (рис. 19).

Все металлы *теплопроводны*. Это свойство, как и нетоксичность некоторых металлов, лежит в основе их применения для производства кухонной посуды: кастрюль, сковородок, противней (рис. 20). Батареи центрального отопления должны быстро нагреваться поступающей в них водой и эффективно отдавать теплоту окружающему воздуху, поэтому их тоже изготавливают из металла.

Самыми теплопроводными металлами являются те, которые хорошо проводят электрический ток: серебро, медь, золото, алюминий.

Металлы обладают *металлическим блеском*. Блестят они потому, что отражают лучи света, а не пропускают их, как стекло, и не поглощают, как сажа. Окраска большинства металлов серебристо-белая, так как они в равной степени отражают все лучи видимой части спектра. Золото и медь частично поглощают коротковолновое излучение, поэтому обладают окраской от жёлтой до красно-коричневой. Самые блестящие металлы — ртуть, палладий, серебро и алюминий, поэтому отражатели прожекторов, автомобильных фар и фонарей покрывают тонким слоем палладия, алюминия или хрома. Почти все измельчённые в порошок металлы, кроме магния и алюминия, теряют блеск и превращаются в серые или чёрные порошки.



Рис. 20. Металлическая кухонная посуда

Пластичность металлов в сочетании с блеском делают их незаменимым материалом для художников. Самым пластичным по праву считается золото. Из одного грамма этого металла можно вытянуть нить длиной 2 км или раскатать фольгу толщиной 0,00008 мм. Такой тонкий листочек даже в руки взять невозможно.

Пластичность золота находит своё применение: тонкими золотыми листочками покрывают купола церквей, скульптуры, деревянную резьбу (рис. 21).

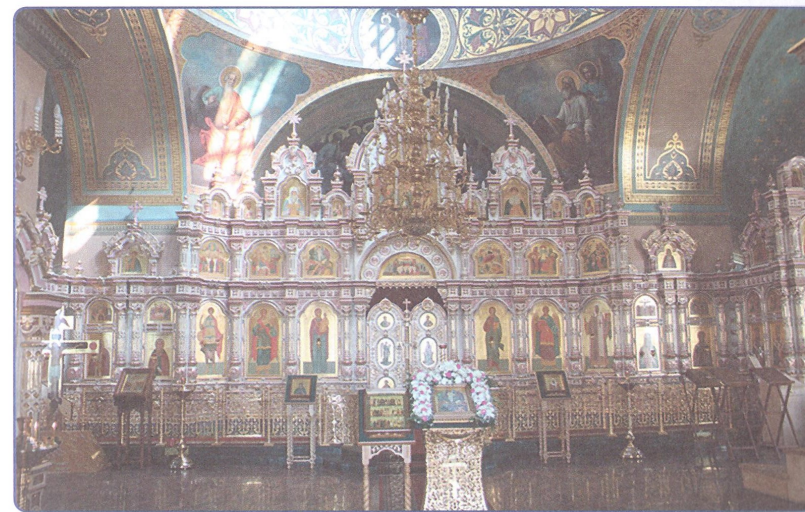


Рис. 21. Иконостас Благовещенского собора Московского Кремля

Современная техника и промышленность нуждаются в металлических материалах с самыми разнообразными и трудно сочетаемыми свойствами, которых нет у чистых металлов. На помощь технологам приходят *сплавы*.

Сплавы — это металлические материалы, получаемые из расплавов двух или более веществ, одно из которых — металл.

Например, из железосодержащих руд выплавляют **чугун** — сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет от 2 до 4 %. Чугун — хрупкий материал, изделия из которого получают не ковкой, а литьём, как из пластмасс. Из чугуна изготавливают различные массивные конструкции: корпуса станков, турбин, детали двигателей, ограждения. Настоящее произведение искусства — ограды мостов и решётки парков Санкт-Петербурга (рис. 22).

Если из чугуна удалить излишек углерода и довести его содержание до 1–2 %, получится **сталь**. В отличие от чугуна, она пластична, ковка, имеет гладкую блестящую поверхность. Сталь можно прокатать в тонкий лист или железнодорожный рельс, вытянуть в проволоку, согнуть уголком.

Для придания стали специфических свойств в неё добавляют другие металлы — так называемые *легирующие добавки*. Используя их, выплавляют сотни разных сортов стали. Нержавеющая сталь содержит хром и никель. В жаропроч-



Рис. 22. Чугунное кружево Михайловского сада в Санкт-Петербурге

ную сталь добавляют вольфрам. Молибден придаёт стали твёрдость. Алюминий добавляют в сталь, идущую на изготовление кузовов автомобилей.

Железо и сплавы на его основе называют *чёрными металлами*, а соответствующую отрасль промышленности — *чёрной металлургией*.

Все остальные металлы и сплавы называют *цветными*.

Сплав меди с оловом, **бронза**, обладает хорошими литейными свойствами. Из неё отливают не только колокола и художественные изделия, но и подшипники, вентили, клапаны и детали машин.

Сплав меди с цинком называют **латунью**. Она прочнее меди, устойчива к атмосферной коррозии. Из латуни изготавливают трубки, шестерни, армейские знаки отличия, химическое оборудование.

Нарядные столовые приборы, посуду, недорогие украшения изготавливают из **мельхиора** — сплава меди с никелем. Несмотря на то, что никеля в этом сплаве всего 20 %, мельхиор лишён медного цвета и по внешнему виду напоминает серебро.

Сплав алюминия с медью, магнием и марганцем называют **дуралюмин** (дюраль) и используют в самолёто-, судо- и машиностроении.

Металлическая химическая связь: ион-атомы и электронный газ. Физические свойства металлов и их применение на основе этих свойств. Чёрные и цветные металлы. Сплавы

Проверьте свои знания

1. Как расположены металлы в периодической системе? Какими особенностями строения атомов и кристаллов различаются металлы и неметаллы?
2. Что такое сплавы? Какие сплавы относятся к чёрным, а какие — к цветным?
3. Какая связь называется металлической? Сравните эту связь с другими видами химической связи.

Примените свои знания

4. Какое агрегатное состояние характерно для простых веществ — металлов при обычных условиях? Чем особенно ртуть? Почему авиакомпании запрещают ртуть и содержащие её изделия к свободной перевозке?
5. Какие свойства алюминия лежат в основе его применения?
6. Какие свойства золота лежат в основе его применения? Почему, решая вопрос о строении атома, Резерфорд для своего опыта выбрал золотую фольгу?
7. Какое количество вещества никеля и меди содержится в 2,5 т мельхиора?

Используйте дополнительную информацию

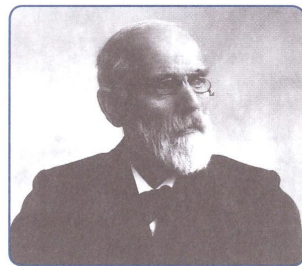
8. Подготовьте сообщение о художественном применении чугуна. Назовите литературные произведения, посвящённые этому.

§ 7. ВОДОРОДНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



Ионной связью соединены между собой ионы, ковалентной — атомы. А как связаны между собой молекулы?

Молекулы электронейтральны, однако и между ними могут возникнуть силы взаимного притяжения, получившие название *вандерваальсова взаимодействия* в честь голландского учёного, лауреата Нобелевской премии Йоханнеса Дидерика Ван-дер-Ваальса. Причиной такого притяжения является электромагнитное взаимодействие электронов и ядер одной молекулы с электронами и ядрами другой. Межмолекулярные связи значительно менее прочные, чем химические. Однако именно они приводят к тому, что вещества молекулярного строения могут существовать в конденсированном, т. е. жидком или твёрдом, состоянии.



Йоханнес Дидерик Ван-дер-Ваальс (1837—1923)

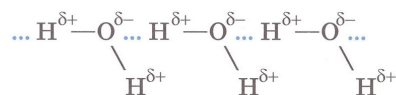
Силы Ван-дер-Ваальса — предмет изучения физики. Однако к межмолекулярному взаимодействию относят и **водородную связь**, которая имеет большое значение в химии и биологии.

Энергия водородной связи составляет всего лишь 4—40 кДж/моль, что соответствует энергетической характеристике межмолекулярных сил. Поэтому её можно рассматривать как частный случай вандерваальсовых сил взаимодействия. Несмотря на низкие энергетические характеристики, а может быть именно благодаря им, водородная связь — основа организации и функционирования живой материи на нашей планете.

Водородная связь образуется между атомом водорода, связанным ковалентной связью с электроотрицательным атомом одной молекулы и атомами фтора, кислорода, азота другой молекулы, имеющими неподелённые электронные пары.

Это определение справедливо для **межмолекулярной** водородной связи.

Рассмотрим образование водородной связи на примере воды. Как вы уже знаете, молекула воды имеет угловое строение. Помимо двух общих с атомами водорода электронных пар, атом кислорода имеет две неподелённые электронные пары. Кислород, как атом более электроотрицательного элемента, обладает частичным отрицательным зарядом δ^- . Атомы водорода несут частичный положительный заряд δ^+ . Вполне естественно, что между атомом водорода одной молекулы и неподелённой электронной парой атома кислорода другой молекулы возникает электростатическое притяжение (водородную связь обозначают троеточием):



В молекуле воды — два атома водорода и две неподелённые электронные пары. Следовательно, каждая молекула способна к образованию не одной, а четырёх водородных связей. Образуется своеобразный пространственный каркас, скрепляющий между собой множество молекул воды.

Водородная связь может возникать между атомами водорода и атомами неметаллов с высокой электроотрицательностью (фтора, кислорода, азота), обладающих неподелёнными парами электронов.

Водородная связь примерно в 10 раз слабее, чем ковалентная полярная, однако она сцепляет молекулы воды друг с другом. В результате вода приобретает аномальные свойства, которые позволяют считать её самым удивительным веществом на Земле.

Например, для того чтобы оторвать одну молекулу воды от другой, требуется затратить некоторое количество энергии. Если бы водородных связей не было, вода закипала бы при температуре -80°C , а замерзала бы при -100°C . В таком случае наша Земля превратилась бы в безжизненную пустыню: все реки, моря и океаны выкипели бы, а на небе не было бы ни облачка, ни тучки.

Плотность воды тоже аномальна. В твёрдом агрегатном состоянии (лёд) молекулы воды «упакованы» так, что между ними остаётся много «пустого места». Поэтому плотность льда меньше, чем плотность воды, и лёд плавает на её поверхности. Благодаря этому аномальному свойству даже при самых сильных морозах температура воды на глубине подо льдом не опускается ниже $+4^\circ\text{C}$. Именно при такой температуре плотность воды самая большая, а потому лёд легче воды и в ней не тонет. Это позволяет глубоким водоёмам не промерзать зимой до дна, что спасает жизнь водным обитателям.

Удивительная красота и многообразие снежинок — также результат работы водородных связей (рис. 23).

Благодаря водородным связям вещества с низкими относительными молекулярными массами ассоциированы в жидкости, например, первые члены гомологических рядов предельных одноатомных спиртов (рис. 24) и карбоновых кислот. Эти вещества, как и некоторые многоатомные спирты (этиленгликоль, глицерин), благодаря водородным связям неограниченно растворимы в воде:

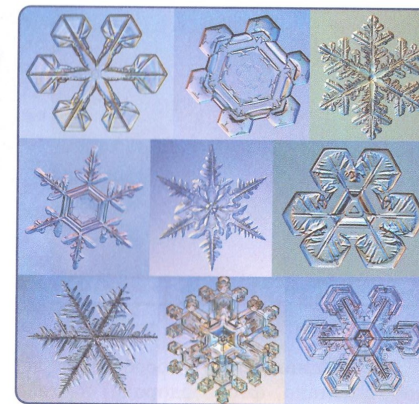
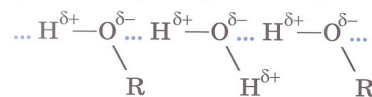


Рис. 23. Формы снежинок

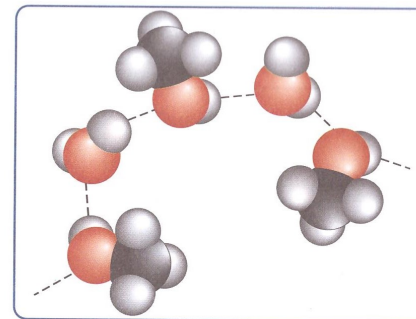
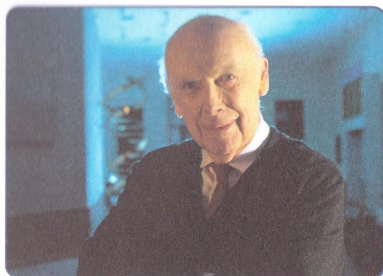
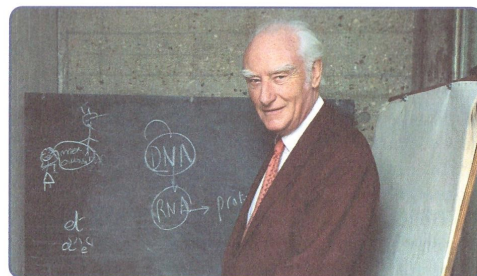


Рис. 24. Водородные связи между молекулами воды и метанола

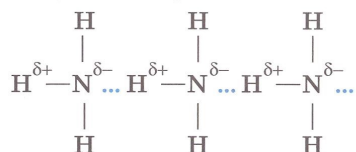


Джеймс Дьюи Уотсон (род. в 1928 г.)



Фрэнсис Крик (1916—2004)

Водородная связь способствует лёгкому переходу некоторых веществ (например, аммиака, фтороводорода) из газообразного состояния в жидкое и обратно:



Это свойство аммиака позволяет использовать его в качестве хладагента в промышленных холодильных установках.

Рассмотрим ещё одну разновидность водородной связи, которая играет большую роль в организации структур таких важнейших биополимеров, как белки и нуклеиновые кислоты. Так как эта связь возникает внутри полимерных молекул, она называется **внутримолекулярная водородная связь**. Именно эта связь определяет вторичную структуру белка и двойную спираль ДНК.

Разрушение вторичной структуры белка приводит к его денатурации.

Лабораторный эксперимент

В три пробирки налейте по 1—2 мл белка куриного яйца и 1—2 мл воды. Затем добавьте: в первую пробирку 2 мл этилового спирта, во вторую — 1—2 мл раствора медного купороса, в третью — 1—2 мл раствора нитрата свинца(II). Что наблюдаете?

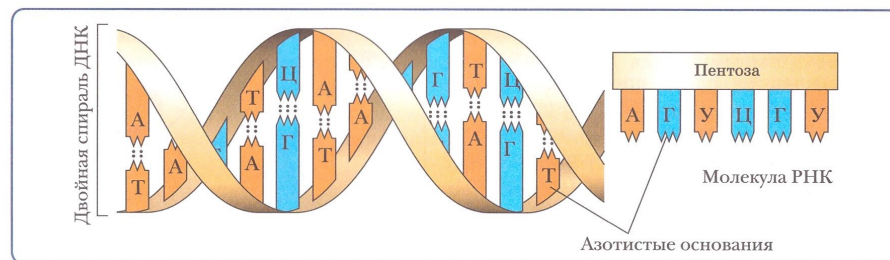


Рис. 25. Участок двойной спирали ДНК

Каждая половинка двойной спирали представляет собой полимер, построенный из четырёх видов нуклеотидов, — полинуклеотид. Строгий порядок расположения остатков нуклеотидов одной цепи ДНК напротив нуклеотидов другой формируется именно за счёт водородных связей по принципу комплементарности: между остатками аденинового (А) и тиминового (Т) нуклеотидов — две водородные связи, между цитозиновым (Ц) и гуаниновым (Г) — три водородные связи.

Водородные связи играют важную роль в процессе передачи наследственной информации. При самоудвоении ДНК (рис. 25) водородные связи материнской молекулы разрываются и синтезируются две новые цепи полинуклеотидов, в соответствии с принципом комплементарности. В итоге возникают две новые молекулы ДНК, в каждой из которых одна цепь была взята из материнской ДНК, а вторая, комплементарная ей, была выстроена заново (рис. 26).

Водородные связи — основа соблюдения строгой программы синтеза мРНК и затем соответствующего белка. Следовательно, без водородных связей невозможно было бы существование белковых организмов на нашей планете.

За открытие структуры двойной спирали дезоксирибонуклеиновой кислоты (ДНК) американские биологи Джеймс Уотсон и Фрэнсис Крик были удостоены Нобелевской премии.

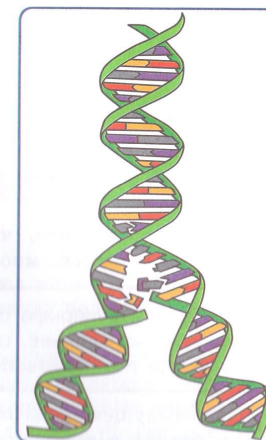


Рис. 26. Схема репликации ДНК

Водородная химическая связь: меж- и внутримолекулярная. Значение водородной связи в природе и жизни человека

Проверьте свои знания

1. Какая химическая связь называется водородной? Как она образуется? Какие разновидности этой связи различают?
2. Какие особые свойства обусловлены межмолекулярной водородной связью у низкомолекулярных веществ?

Примените свои знания

3. Какую роль играет межмолекулярная водородная связь в практической жизни человека и в природе?
4. Сравните вторичную структуру ДНК с вторичной структурой белков.
5. Раскройте значение внутримолекулярной водородной связи в хранении и передаче наследственной информации у живых организмов.

Используйте дополнительную информацию

6. Подготовьте сообщение об открытии структуры ДНК лауреатами Нобелевской премии Дж. Уотсоном и Ф. Криком.
7. Как с помощью российского мецената Дж. Уотсону была вручена золотая медаль нобелевского лауреата дважды?

§ 8. ПОЛИМЕРЫ



С полимерами вы познакомились в курсе органической химии. Это понятие относится только к органическим веществам или оно является универсальным, т. е. применимо и к неорганическим соединениям?

Вначале вспомните, что такое полимеры (от греч. *polimeres* — состоящий из множества частей, многообразный).

Высокомолекулярные соединения, состоящие из множества повторяющихся структурных звеньев, соединённых между собой химическими связями, называются **полимерами**.

В предыдущем параграфе говорилось о важнейших представителях **биополимеров** — белках и нуклеиновых кислотах (вспомните из курса биологии, что представляют собой структурные звенья этих полимеров).

Структурными звеньями белков являются остатки аминокислот. У каждого организма на Земле свой индивидуальный набор белков (единственное исключение, вероятно, — однояйцевые близнецы). Тем не менее всё огромное многообразие белков построено всего из 20 α -аминокислот. Последовательность аминокислотных остатков в белковой молекуле называется **первичной структурой белка**. Бесконечное множество вариантов сочетаний аминокислот, соединённых между собой **пептидными связями** (вспомните, что они собой представляют), обеспечивает белковую индивидуальность живых организмов. За счёт внутримолекулярных водородных связей формируется **вторичная структура белка**, т. е. происходит скручивание линейной полипептидной цепи в спираль. Расположение вторичной спирали в пространстве в виде клубочка (так называемые глобулярные белки) или волокон (так называемые фибриллярные белки) обуславливает **третичную структуру белка**.

Двойная спираль ДНК несёт информацию о первичной структуре белка. Участок ДНК с зашифрованной информацией о последовательности аминокислот в молекуле какого-либо белка называется **геном**. Нуклеиновые кислоты (ДНК и РНК) обеспечивают связь **ген — белок — признак**.



Вспомните и назовите различия в строении ДНК и РНК.

Вам известны и другие биополимеры, например **полисахариды** (крахмал, целлюлоза, гликоген, хитин).

Огромную роль в жизни человека играют синтетические полимеры, т. е. созданные в результате деятельности человека и отсутствующие в природе: пластмассы, синтетические волокна, синтетические каучуки.

Пластмассы — это материалы на основе полимеров; при нагревании становятся пластичными, приобретают заданную форму и сохраняют её после охлаждения.

На примере получения из этилена наиболее известной в повседневной жизни пластмассы — полиэтилена — вспомним основные понятия химии полимеров.



В **реакции полимеризации**, т. е. в процессе соединения множества одинаковых молекул исходного вещества (мономера) в большую молекулу полимера, получают полипропилен, поливинилхлорид и другие пластмассы.

Вторым способом получения полимеров является **реакция поликонденсации**, которая сопровождается образованием побочного низкомолекулярного продукта (чаще всего воды). Так получают, например, фенолформальдегидные смолы.

Пластмассы не уступают по прочности металлам и сплавам, а иногда даже превосходят их, при этом характеризуются низкой стоимостью, лёгкостью переработки.

Электротехнику, транспорт, строительную индустрию, машиностроение, производство упаковочных материалов и товаров народного потребления (рис. 27) невозможно представить без полимерных материалов, к которым, кроме пластмасс, относятся и волокна.

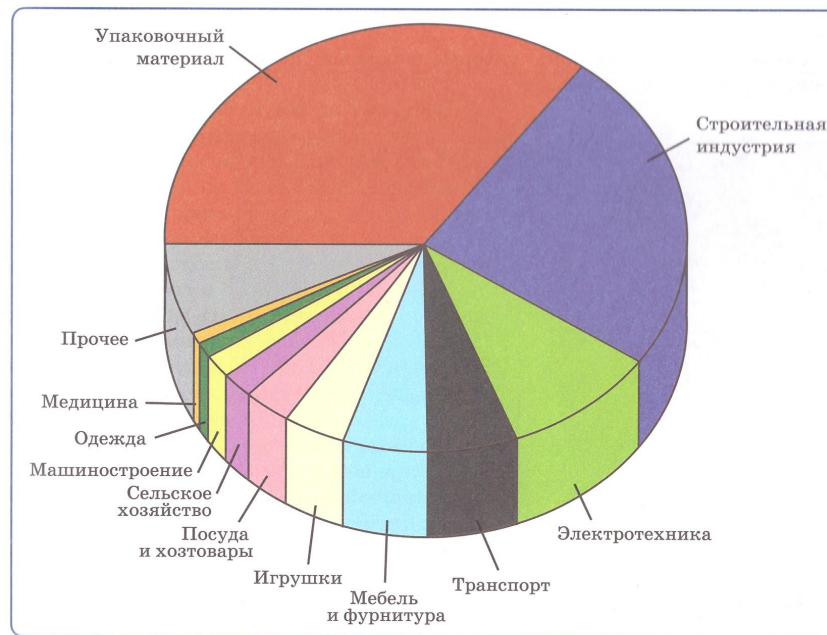


Рис. 27. Применение пластмасс

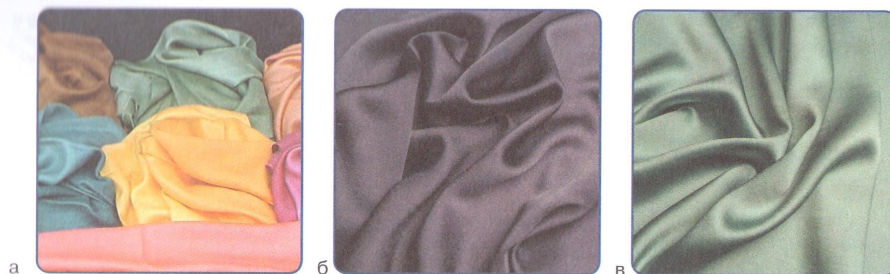


Рис. 28. Искусственные ткани: вискозные (а), ацетатный шёлк (б, в)

Полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления текстильных материалов (нитей, жгутов, тканей), называются **волокнами**.

Различают химические и природные волокна.

С химическими волокнами вы знакомились в прошлом году на уроках органической химии. Поэтому вкратце напомним основные группы таких волокон и их представителей:

— **искусственные** (рис. 28), которые получают из природных полимеров или продуктов их переработки. Например, волокна из целлюлозы и её эфиров — вискозное, ацетатное и др.;

— **синтетические** (рис. 29), которые получают из синтетических полимеров (капрон, лавсан, энант, нейлон).



Рис. 29. Капрон и нейлон — основа верхней одежды

Несмотря на всё многообразие химических волокон большинство людей предпочитают изделия из натуральных волокон.

Природные волокна по происхождению делят на **растительные** и **животные**.

Волокна растительного происхождения состоят в основном из целлюлозы. Это вещество труднорастворимо в воде и состоит из остатков молекул глюкозы ($C_6H_{10}O_5$)_n.

Наиболее важное растительное волокно — это хлопковое, которое получают из волокон, формирующихся на поверхности семян хлопчатника, в особых плодовых коробочках (рис. 30). Это волокно обладает хорошими гигиеническими (умеренная гигроскопичность и газообмен) и механическими свойствами (износоустойчивость, термостабильность). Оно применяется в производстве различных тканей и трикотажа, швейных ниток, ваты и др.

Другое растительное волокно, издавна известное на Руси, — это лён. Он применяется для изготовления постельного белья, полотенец и декоративных тканей.



Рис. 30. Поле хлопчатника



Рис. 31. Традиционная русская обувь — валенки — изготавливается из натуральной овечьей шерсти



Рис. 32. Бабочка тутового шелкопряда, её кокон и гусеница



Рис. 33. Пластическая сера

К волокнам животного происхождения относят шерсть и шёлк.

Шерстяное волокно обладает большой эластичностью, хорошо сохраняет тепло, впитывает влагу, не препятствует газообмену. Его используют для производства текстильных тканей, трикотажа, валенок (рис. 31).

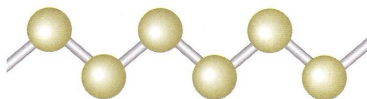
Натуральный шёлк вырабатывает тутовый шелкопряд. Наиболее известен шёлк, который выделяют шелковичные черви *Bombyx mori* (рис. 32).

Основные понятия химии полимеров являются универсальными и применимы также для неорганических соединений.

К неорганическим природным полимерам относят минеральное волокно асбест, издавна известное на Руси под названием «горный лён». Асбест используется для производства тепло- и огнезащитных химически стойких и других технических тканей.

Познакомимся с неорганическим полимером, который является одной из аллотропных модификаций серы, — серой пластической (рис. 33). Её легко получить из кристаллической (ромбической) серы, выливая расплав в холодную воду. Пластическая сера представляет собой резиноподобное вещество.

В качестве структурного звена в этом полимере выступают атомы серы:



С другими неорганическими полимерами атомной структуры вы уже хорошо знакомы. Напомним, что к ним относятся все аллотропные видоизменения

углерода (алмаз, графит, графен, фуллерены, нанотрубки, карбин), кристаллический кремний. Кремний обладает хорошими полупроводниковыми свойствами, а поэтому применяется для производства солнечных батарей (рис. 34).

Напомним, что наличие атомных кристаллических решёток у сложных веществ также позволяет отнести их к полимерам. Это, например, оксид кремния(IV) (рис. 35), который образует многочисленное семейство замечательных минералов: кварц, кремнезём, агат (рис. 36, а), горный хрусталь (рис. 36, б).

Самый распространённый в литосфере металл алюминий образует огромное количество минералов и горных пород (например, алюмосиликаты, содержащие также атомы кремния, кислорода и других элементов). К семейству алюмосиликатов относятся белая глина (каолин) и полевые шпаты.

Минералы на основе оксида алюминия вам также хорошо знакомы: ярко-красные рубины, синие сапфиры, благородная шпинель, украшающая корону российской империи.

Таким образом, химия полимеров — это универсальное направление, изучающее как органические, так и неорганические вещества.



Рис. 34. Солнечная батарея на крыше жилого дома

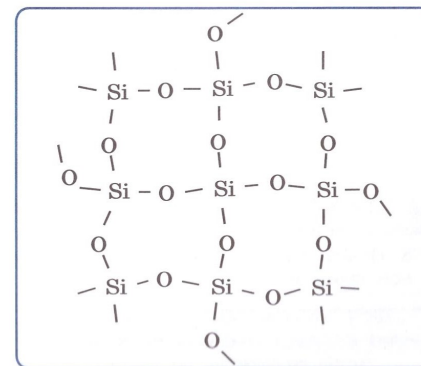


Рис. 35. Кристаллическая решётка оксида кремния(IV)

Полимеры, их получение: реакции полимеризации и поликонденсации. Пластмассы. Волокна. Неорганические полимеры

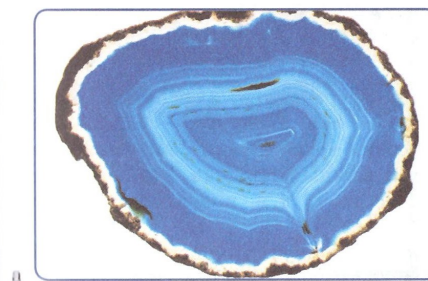


Рис. 36. Минералы агат (а) и горный хрусталь (б)

Проверьте свои знания

1. Дайте определения основным понятиям химии высокомолекулярных соединений: мономер, полимер, степень полимеризации, структурное звено.
2. Назовите известные вам биополимеры и охарактеризуйте их.
3. Что представляют собой пластмассы? Какие два способа получения пластмасс вам известны?
4. Что представляют собой волокна? Как их классифицируют? Расскажите о важнейших растительных и животных волокнах и областях их применения.

Примените свои знания

5. Что представляют собой неорганические полимеры? Предложите классификацию этих полимеров по различным признакам. Какова роль таких полимеров в неживой природе?
6. Сравните структуры белка и ДНК. Используя свои знания по биологии, охарактеризуйте биологическую роль этих структур.
7. Приведите примеры термореактивных и термопластичных пластмасс и назовите области применения этих пластмасс.

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение на тему «Синтетические материалы и их роль в современной технике».

§ 9. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ



Окружающий мир представляет собой сложную совокупность множества дисперсных систем, т. е. систем, в которых одно вещество (дисперсная фаза) равномерно распределено в объёме другого (дисперсионная среда). Как классифицируют дисперсные системы и какую роль они играют в жизни природы и общества?

В природе индивидуальные вещества почти не встречаются, а образуют различные смеси, в том числе и дисперсные системы (от лат. *dispersus* — рассеянный, рассыпанный). Но можно ли чистый горный воздух назвать такой системой? Очевидно, нет, потому что у него отсутствует такой важный признак, как гетерогенность (от лат. *heterogenes* — неоднородный по составу), т. е. поверхность раздела фаз веществ системы.

Агрегатные состояния дисперсной фазы и среды в двухкомпонентной дисперсной системе позволяют выделить восемь типов дисперсных систем (табл. 1).

Если размер частиц дисперсной фазы составляет от 1 до 100 нм, систему называют **тонкодисперсной** или **коллоидной системой**.

Если размер частиц дисперсной фазы превышает 100 нм, систему называют **грубодисперсной системой**.

В свою очередь, грубодисперсные системы делятся на эмульсии, суспензии и аэрозоли.

Таблица 1

Типы дисперсных систем

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Название дисперсной системы	Примеры дисперсных систем
Газ	Жидкость	Аэрозоль	Туман, облака; распылённое содержимое аэрозольного баллончика
	Твёрдое вещество	Аэрозоль	Дым, смог, пыль в воздухе
Жидкость	Газ	Пена	Газированные напитки, взбитые сливки
	Жидкость	Эмульсия	Молоко, майонез, жидкие среды организма (плазма крови, лимфа), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, кариоплазма)
	Твёрдое вещество	Золь, суспензия	Взвесь ила в речной и морской воде, строительные растворы, пасты
Твёрдое вещество	Газ	Твёрдая пена	Керамика, пенопласты, полиуретан, поролон, пористый шоколад
	Жидкость	Гель	Желе, желатин, косметические (тушь, помада) и медицинские средства (мази, гели, линименты — жидкие мази)
	Твёрдое вещество	Твёрдый золь	Горные породы, цветные стёкла, некоторые сплавы

Грубодисперсные системы с жидкой дисперсионной средой и жидкой дисперсной фазой, т. е. состоящие из двух и более несмешивающихся жидкостей, называются **эмульсиями**.

К эмульсиям относятся жиросодержащие продукты питания: молоко, сливки, сметана, сливочное масло, маргарин, майонез и др. (рис. 37). Нерастворимые в воде жидкие растительные и твёрдые животные жиры, попадая в организм, под действием желчи разрушаются на мелкие капельки, образуя водную эмульсию. Эта эмульсия с помощью ферментов (например, липазы) гидролизуются до глицерина и жирных кислот, которые транспортируются в кровь.

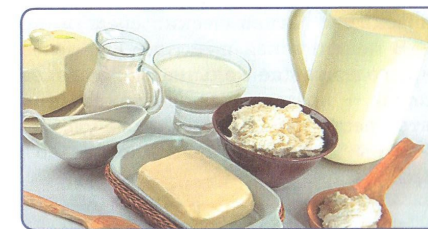


Рис. 37. Жиросодержащая молочная продукция — эмульсии

В медицине широко применяются эмульсии, позволяющие оказать энергетическую поддержку ослабленному организму, которые готовят на основе растительного масла (оливкового, соевого или хлопкового). В фармацевтической и косметической промышленности эмульсиями являются многие лекарственные и косметические препараты. В сельском хозяйстве для борьбы с вредителями используют эмульсии пестицидов. В металлообработке эмульсии используются в качестве охлаждающих и смазочных жидкостей.

Познакомимся с эмульсиями с помощью простейшего опыта.

Лабораторный эксперимент

В пробирку налейте 3–4 мл воды и 1 мл растительного масла. Закройте пробирку резиновой пробкой и встряхните содержимое до получения однородной мутной смеси. Разделите содержимое на две пробирки. Поставьте первую пробирку в штатив и наблюдайте за разделением смеси. Во вторую добавьте несколько капель глицерина, закройте пробкой и встряхните. Что наблюдаете?

Для знакомства с другой группой грубодисперсных систем — суспензиями — также обратимся к эксперименту.

Лабораторный эксперимент

В пробирку налейте 2–3 мл известковой воды и осторожно пропускайте через неё выдыхаемый воздух с помощью стеклянной трубки или соломинки для напитков. Что наблюдаете?

Вы знаете, что это качественная реакция на углекислый газ. В результате её образуются мелкие кристаллики карбоната кальция, которые и вызывают помутнение известковой воды.

Грубодисперсные системы, в которых дисперсная фаза — твёрдое вещество, а дисперсионная среда — жидкость, называются **суспензиями**.

В суспензиях частицы фазы отражают видимый свет, а потому визуально они воспринимаются как мутные системы.

Если вы помогали проводить ремонт дома, хотя бы косметический, то суспензии вы использовали часто. Это вододисперсионные краски, цементный раствор, бетон (строительные растворы). Широко распространены суспензии среди косметических и гигиенических средств: кремы, мази, зубные пасты.

В медицинской практике для лечения кожных заболеваний используют суспензии, содержащие кальциевые, магниевые, цинковые и другие препараты, а также *пасты* — предельно концентрированные суспензии. В сельском хозяйстве ядохимикаты, пестициды, минеральные удобрения применяют в основном в виде суспензий.

В быту обычной практикой стало применение таких грубодисперсных систем, как аэрозоли.

Грубодисперсные системы, в которых дисперсионной средой является газ (например, воздух), а дисперсной фазой — твёрдые или жидкие частицы, называются **аэрозолями**.

Аэрозоли с жидкой дисперсной фазой называются **туманами** (рис. 38), а с твёрдой — **дымами**. К естественным туманам относятся некоторые виды облаков, в том числе дождевые (рис. 39). Разновидностью дыма является смог, который появляется в результате выбросов промышленных предприятий, авто- и авиатранспорта и пр.

Аэрозоли возникают при распылении различных пестицидов, освежителей воздуха, парфюмерных жидкостей и т. д.

Аэрозоли также широко распространены в различных сферах производства: порошковая металлургия, технология лакокрасочного производства и т. д.

Промежуточное положение между *истинными растворами* (молекулярными, ионными, молекулярно-ионными), т. е. растворами, в которых размер растворённых частиц меньше 1 нм, и грубодисперсными системами занимают тонкодисперсные системы, или коллоидные растворы.

К природным коллоидным системам относятся: почва, глина, природные воды, многие минералы и драгоценные камни.

Живые организмы представляют собой совокупность множества коллоидных систем, которые можно разделить на золи и гели.

К золям относится большинство жидкостей организма: кровь, лимфа, плазма крови, пищеварительные соки, слюна и др. Коллоидными растворами является содержимое клеток (цитоплазма, клеточный сок вакуолей, ядерный сок). В качестве дисперсной фазы в них выступают молекулы белков, жиров, холестерина, гормонов.

Получим опытным путём простейший коллоидный раствор.

Лабораторный эксперимент

Налейте в пробирку 3–5 мл одеколona и добавьте такой же объём воды. Что наблюдаете?

В золях можно наблюдать явление **коагуляции**, т. е. процесс укрупнения частиц дисперсной фазы и выпадение их в осадок.

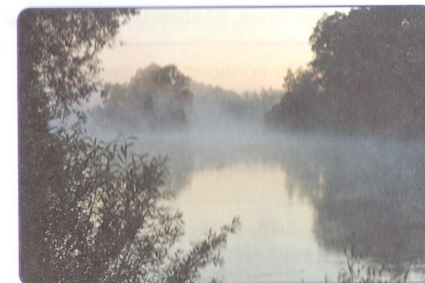


Рис. 38. Туман над рекой



Рис. 39. Облака — это аэрозоли (К. Маковский. «Дети, бегущие от грозы»)

Более плотные коллоидные системы живых организмов относятся к *гелям*.

Гели — это коллоидные системы с соприкасающимися частицами (рис. 40).

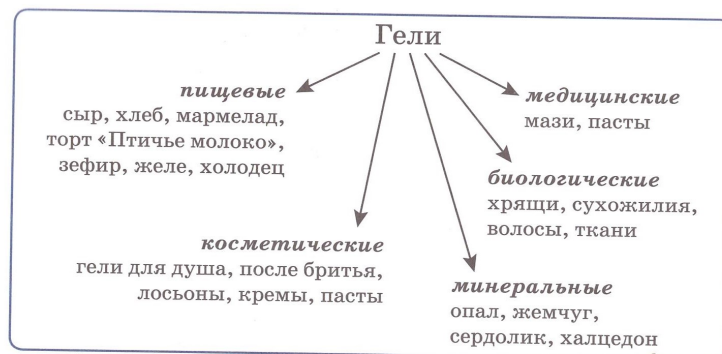


Рис. 40. Классификация гелей

Со временем структура гелей нарушается — из них самопроизвольно выделяется вода. Это явление называется **синерезисом**. На его основе можно судить о качестве и сроках годности пищевых, медицинских и косметических продуктов.

Биологический синерезис происходит при свёртывании крови, в результате чего растворимый белок фибриноген превращается в нерастворимый — фибрин, образующий тромб, который закупоривает кровеносный сосуд. В этом случае коллоидный раствор белка превращается в гель, который уплотняется в результате синерезиса.

Визуально коллоидные и истинные растворы различают с помощью эффекта Тиндаля. При пропускании луча света через коллоидный раствор в нём возникает светящаяся дорожка из-за рассеивания света частицами дисперсной фазы (рис. 41).

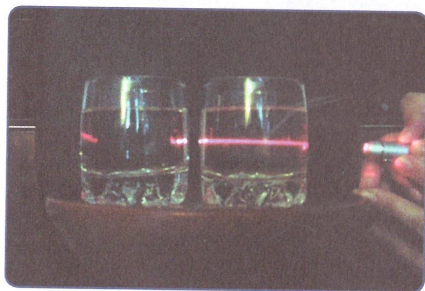


Рис. 41. Эффект Тиндаля, демонстрируемый с помощью лазерной указки



Рис. 42. Эффект Тиндаля в лесу

Частицы истинного раствора настолько малы, что не рассеивают свет.

Лабораторный эксперимент

Поставьте два химических стакана рядом. В первый налейте раствор сахара, во второй — крепкого чая. Луч лазерной указки пропустите через оба раствора. Что наблюдаете?

Подобное эффекту Тиндаля явление можно наблюдать при рассеивании лучей солнечного света частицами аэрозольного коллоида — воздуха (рис. 42).

Дисперсные системы: дисперсная фаза и дисперсионная среда. Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию и размеру частиц дисперсной фазы. Грубодисперсные системы: эмульсии, суспензии, аэрозоли. Тонкодисперсные системы: золи и гели. Синерезис и коагуляция

Проверьте свои знания

1. Что такое дисперсные системы? Чем они отличаются от других смесей и от истинных растворов?
2. Какие типы дисперсных систем выделяют по агрегатному состоянию и по дисперсной фазе? Приведите примеры природных и бытовых дисперсных систем каждого типа.
3. Какой признак отличает грубодисперсные системы от других систем? Как классифицируют грубодисперсные системы? Приведите примеры природных и бытовых дисперсных систем каждого типа.
4. Какой признак отличает тонкодисперсные системы от других систем? Как классифицируют тонкодисперсные системы? Приведите примеры природных и бытовых дисперсных систем каждого типа.
5. Какой процесс называется коагуляцией? Какими факторами она может быть спровоцирована?
6. Какой процесс называется синерезисом? Какое значение имеет синерезис в пищевой и медицинской промышленности?

Примените свои знания

7. Что представляет собой гель? Приведите примеры гелей различного назначения и расскажите о необходимости соблюдать сроки годности косметических, медицинских и пищевых гелей.
8. Чем вызван эффект Тиндаля? Расскажите, где можно его наблюдать.

Используйте дополнительную информацию

9. Почему эволюцию жизни на Земле можно рассматривать как усложнение коллоидных систем?
10. Подготовьте сообщение на тему «Эстетическая и биологическая роль коллоидных систем в жизни человека».

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ I «СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ»

1. Атом — сложная частица, состоящая из ядра и электронной оболочки. Ядро состоит из протонов и нейтронов.

2. Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра, т. е. с одинаковым числом протонов в нём. Разное число нейтронов у элемента определяет явление изотопии.

3. Графическим отображением периодического закона является Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

4. Символика периодической системы отражает особенности строения атомов химических элементов. Физический смысл символов:

- порядковый номер элемента соответствует заряду атомного ядра;
- номер периода соответствует числу энергетических уровней в атоме;

- номер группы соответствует числу электронов на внешнем энергетическом уровне у атомов элементов главных (А) подгрупп или числу валентных электронов у атомов главных (А) и побочных (В) подгрупп.

5. Современная формулировка периодического закона: свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

6. Химическая связь имеет единую физическую природу — электронно-ядерное взаимодействие атомов, приводящее к образованию молекул, ионных кристаллов и т. д.

7. Различают виды химических связей: ионную; ковалентную (полярную и неполярную), образованную по обменному или донорно-акцепторному механизму; металлическую; водородную (внутри- и межмолекулярную).

8. Видам химических связей соответствуют следующие типы кристаллических решёток:

- ионной связи — ионные кристаллические решётки;
- ковалентной — молекулярные и атомные кристаллические решётки;
- металлической — металлические кристаллические решётки;
- водородной — молекулярные кристаллические решётки.

9. Полимеры — вещества, молекулы которых состоят из повторяющихся структурных звеньев, соединённых между собой химическими связями.

10. В живой природе важную роль играют такие биополимеры, как белки и нуклеиновые кислоты, для которых характерны природные пространственные структуры.

11. Дисперсными системами называют гетерогенные смеси, в которых одно вещество в виде очень мелких частиц (дисперсная фаза) равномерно распределено в объёме другого (дисперсионная среда).

12. Различают тонко- и грубодисперсные системы.

II

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

§ 10. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ



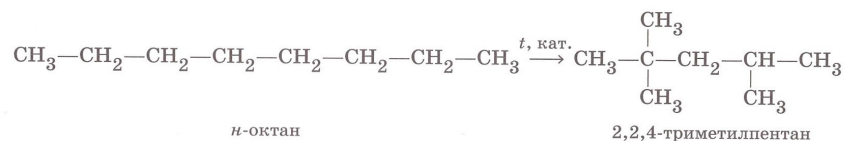
Каждое мгновение в живой и неживой природе протекает множество реакций, которые классифицируют по разным признакам. Каким?

Вспомните, чем отличаются химические явления или химические реакции от физических.

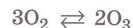
Процессы превращения одних веществ в другие, отличающиеся от исходных по составу или строению, а следовательно, и по свойствам, называются **химическими реакциями**.

Химические реакции, протекающие без изменения состава веществ. Одно из положений теории химического строения утверждает, что свойства веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от строения. Следовательно, можно сделать вывод, что некоторые химические реакции могут сопровождаться изменением только качественного или только количественного состава исходных и образующихся веществ или же изменением их строения.

Если качественный и количественный состав реагентов и продуктов реакции не меняется, то, очевидно, изменяется их строение. В курсе органической химии такие вещества называются **изомерами**, а процессы их взаимного перехода — **реакциями изомеризации**. Например, известно, что детонационную стойкость бензина характеризует октановая шкала, в которой устойчивость к детонации 2,2,4-триметилпентана (изооктана) принята за 100. А октановое число его изомера, углеводорода C_8H_{18} нормального строения, равно 20. Получить изоктан из *n*-октана можно с помощью реакции изомеризации:



В неорганической химии одинаковый качественный, но разный количественный состав простых веществ иллюстрируют, например, **аллотропные видоизменения кислорода**: этот элемент образует два простых вещества — кислород и озон, которые связаны взаимопревращениями. Процесс образования озона происходит при электрических разрядах (рис. 43):



На примере кислорода и озона можно проиллюстрировать философский закон о переходе количественных отношений в качественные. Вспомните и сравните физические, химические и физиологические свойства кислорода и озона.

Влияние строения простых веществ, образованных одним химическим элементом на их свойства, иллюстрируют аллотропные модификации углерода (рис. 44).

Вспомните, какое строение имеют алмаз и графит. У обоих веществ — атомная кристаллическая решётка, только у алмаза она объёмная тетраэдрическая, а у графита — плоскостная. Поэтому алмаз — очень твёрдое вещество, а графит мягок. Алмаз прозрачен и обладает высоким светопреломлением, а графит непрозрачен, тёмно-серого цвета, в отличие от алмаза проводит электрический ток. Тем не менее обе модификации связаны взаимопревращениями:



Процесс получения искусственных алмазов моделирует природные экстремальные явления: проводится при высоких давлениях и температурах. В настоящее время искусственные алмазы получают из графита также при низких давлениях. Такие алмазы значительно уступают природным по ювелирным показателям, но сравнимы с природными по твёрдости, а потому применяются в технических целях.



Рис. 43. При грозах в атмосфере образуется озон

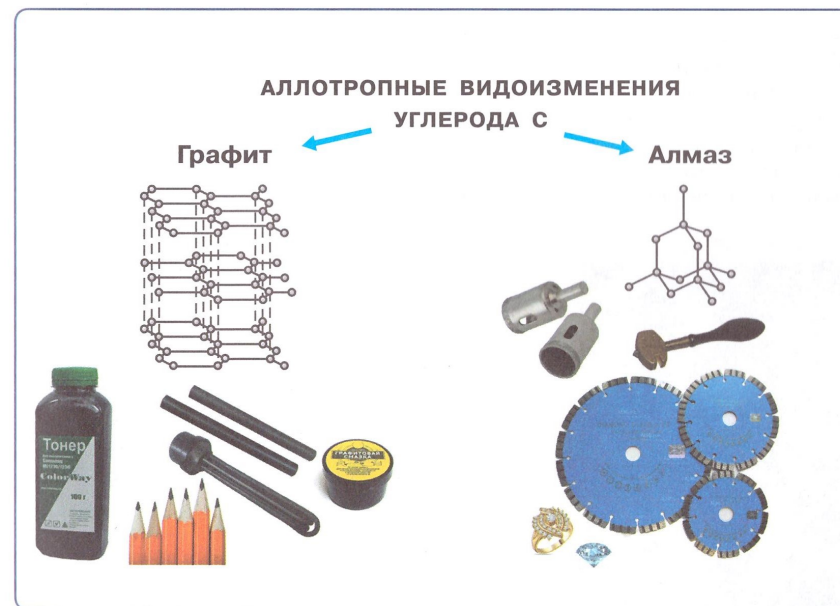
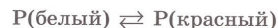


Рис. 44. Области применения таких аллотропных видоизменений углерода, как алмаз и графит

Первые сведения об аллотропии и аллотропных модификациях связаны с фосфором. В 1669 г. алхимик Хеннинг Брант, прокаливая сухой остаток мочи в попытке получить философский камень (рис. 45), получил белый фосфор (от греч. *phos* — свет и *phoros* — несущий), который затем превратился в красный:



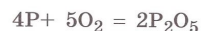
Какой признак можно положить в основу классификации химических реакций, протекающих с изменением состава веществ?

Химические реакции, протекающие с изменением состава веществ (по признаку числа и состава реагентов и продуктов реакции). Из курса химии основной школы вы знаете четыре типа реакций по этому признаку: соединения, разложения, замещения и обмена.

Реакции, в результате которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество, называются **реакциями соединения**.

В неорганической химии весь спектр разнообразных реакций можно проиллюстрировать примерами промышленных процессов:

1. Реакция горения фосфора — первая стадия получения чистой фосфорной кислоты:



В этом процессе участвуют два простых вещества и получается одно сложное.

2. Заключительная стадия получения фосфорной кислоты описывается уравнением $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ (сложное вещество образуется в результате взаимодействия двух сложных веществ).

3. На заключительной стадии получения азотной кислоты в реакцию вступают три вещества (одно простое и два сложных):

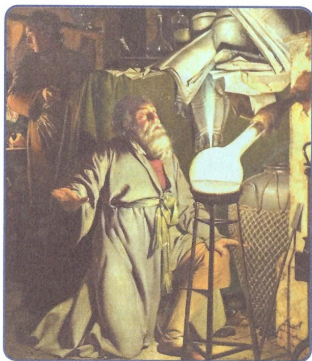


Рис. 45. Дж. Райт. «Алхимик, открывающий фосфор»

В органической химии реакции соединения называются реакциями присоединения, так как к основному веществу (субстрату) присоединяется дополнительное вещество (реагент). Такие реакции характерны для непредельных углеводородов и в зависимости от реагента носят видовые названия:

- гидрирование — присоединение водорода;
- галогенирование — присоединение галогенов;
- гидрогалогенирование — присоединение галогеноводородов;
- гидратация — присоединение воды.

Частным случаем реакции присоединения является реакция полимеризации — соединение множества одинаковых молекул мономера в макромолекулу полимера.

(Запишите уравнения указанных реакций, на пример для этилена.)

Реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется два или несколько новых веществ, называются **реакциями разложения**.

Рассмотрим реакции разложения на примере реакций получения кислорода лабораторными способами.

1. Электролиз воды:



2. Термическим разложением оксида ртути(II) англичанин Джозеф Пристли получил кислород (рис. 46). Запишите уравнение соответствующей реакции.

3. Разложение пероксида водорода (рис. 47):

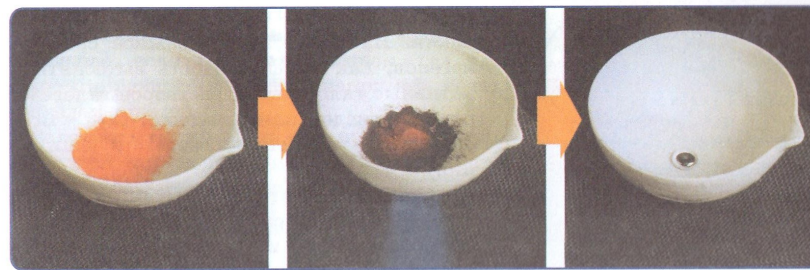


Рис. 46. Разложение оксида ртути

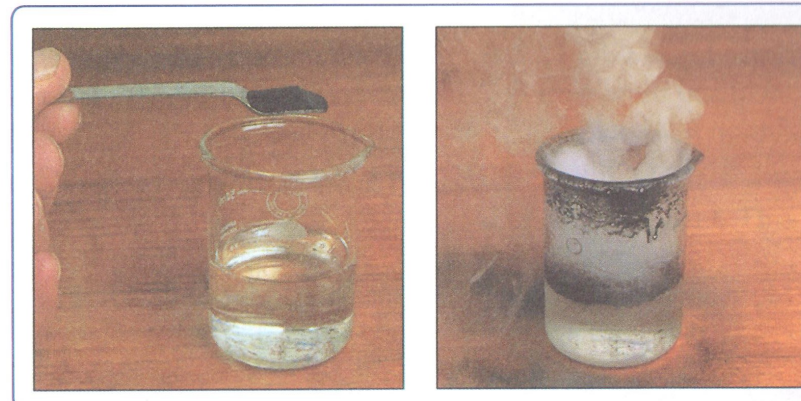
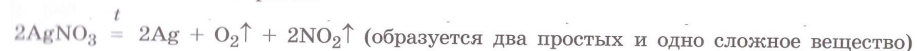


Рис. 47. Разложение пероксида водорода при внесении катализатора — оксида марганца(IV)

4. Разложение нитратов:



Последняя реакция используется не только для получения кислорода, но и в медицинских целях. Нитрат серебра составляет основу ляписного карандаша (от лат. *lapis infernalis* — адский камень). Он оказывает прижигающее и антисептическое действие, поэтому эффективен для удаления бородавок и стерилизации ран.

В органической химии реакции разложения называют реакциями отщепления. Так, для получения этилена используются реакции дегидратации этанола, деполимеризации полиэтилена, дегидрирования этана (запишите уравнения реакций).

Реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы другого элемента в сложном веществе, называются **реакциями замещения**.

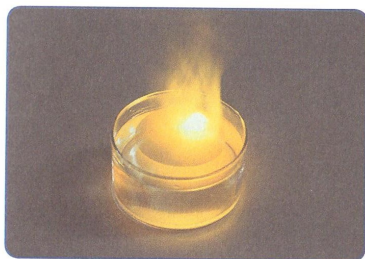


Рис. 48. Взаимодействие натрия с водой

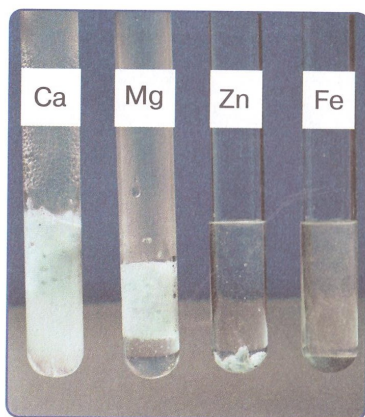
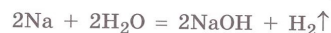


Рис. 49. Взаимодействие соляной кислоты с различными металлами

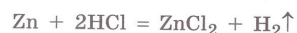
Как видно из определения, эти реакции характеризуют свойства классов простых веществ. Например, такое важное свойство галогенов, как их способность вытеснять менее активные галогены из растворов галогеноводородных кислот или их солей: $\text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$ (запишите уравнения соответствующих реакций).

Аналогично, этот тип реакций характеризует химические свойства металлов:

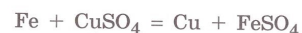
1. Щелочные и щёлочноземельные металлы активно взаимодействуют с водой (рис. 48):



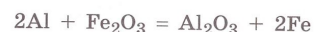
2. С растворами кислот взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода (рис. 49):



3. Металлы, стоящие в ряду напряжений до металла соли, вытесняют его из раствора соли (рис. 50):



4. Более активные металлы вытесняют менее активные из их оксидов с выделением большого количества теплоты — металлотермия (рис. 51):



Реакции замещения характерны для предельных соединений, например галогенирование метана, согласно цепочке переходов: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}_3 \rightarrow \text{CCl}_4$ (запишите уравнения реакций).

Нитрование бензола относится к реакциям замещения, но протекает между двумя сложными веществами:



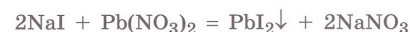
В органической химии продуктами реакций этого типа являются не простое и сложное вещества, а два сложных. Кроме этого, в реакцию замещения могут вступать и сложные вещества.

Реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, называются **реакциями обмена**.

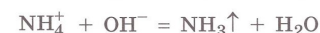
Для растворов электролитов такие реакции протекают в соответствии с **правилом Бертолле** (названным по имени предложившего его французского химика Клода Бертолле) и возможны в том случае, если образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например, вода).

Приведём примеры.

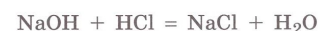
1. Золотисто-жёлтый осадок иодида свинца выпадает при взаимодействии растворов иодида натрия и нитрата свинца (рис. 52):



2. Лабораторный способ получения аммиака:



3. Частным случаем реакции обмена является реакция нейтрализации — она протекает между растворами кислот и щелочей:



Лабораторный эксперимент

1. В пробирку с 2 мл раствора гидроксида натрия налейте 3—4 капли спиртового раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем добавьте несколько капель соляной кислоты до обесцвечивания раствора.
 2. В пробирку с 2 мл раствора карбоната натрия добавьте такой же объём соляной кислоты. Что наблюдаете?
 3. В пробирку с 2 мл соляной кислоты добавьте 3—4 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?
- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.



Рис. 50. Реакция замещения меди железом



Рис. 51. Алуминотермия

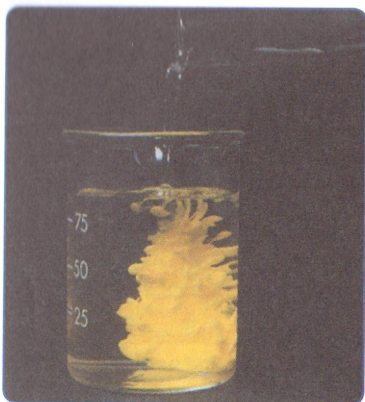


Рис. 52. Образование осадка иодида свинца

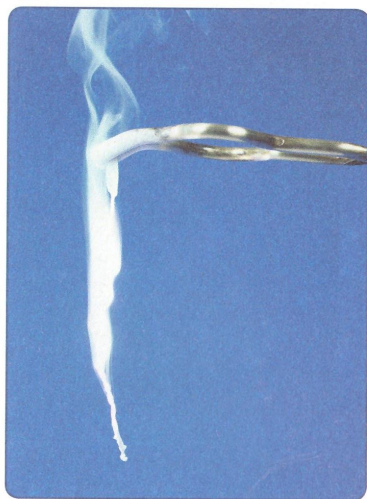
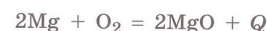


Рис. 53. Горение магния

Химические реакции, протекающие с тепловым эффектом. Важный классификационный признак реакций — выделение или поглощение теплоты. Как правило, реакции соединения сопровождаются выделением теплоты. Такие реакции называются **экзотермическими**.

Если экзотермическая реакция сопровождается выделением света, то она называется **реакцией горения**:



Эта реакция (рис. 53) широко использовалась раньше при фотографировании. В художественной литературе можно встретить выражение: «Место происшествия освещали вспышки магния», — а сейчас вместо вспышки пламени горящего порошка магния используются электровспышки.

Важным источником теплоты и энергии является горение углеводородов:



Но нет правил без исключения: реакция взаимодействия азота с кислородом сопровождается поглощением теплоты:



Такие реакции называются **эндотермическими**.

Схематично экзо- и эндотермические реакции отражает рисунок 54.

Если реакции разложения протекают с поглощением теплоты, то в реакциях соединения теплота должна выделяться, и наоборот. Например, практическое значение имеет обжиг известняка: процесс получения ценного химического сырья и строительного материала — негашёной извести:



Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате протекания химической реакции, называется **тепловым эффектом реакции**.

Если в уравнении реакции указывается тепловой эффект, то уравнение называется **термохимическим**.

Например:
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 890 \text{ кДж}$ — реакция экзотермическая;
 $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 - 187 \text{ кДж}$ — реакция эндотермическая.

Классификация реакций — многоплановый процесс. Их можно классифицировать также:

— по направлению (обратимые и необратимые реакции);

— по использованию катализатора (каталитические и некаталитические реакции);

— по агрегатному состоянию реагентов и продуктов реакции (гомогенные и гетерогенные реакции);

— по изменению степеней окисления элементов, образующих реагенты и продукты реакции (окислительно-восстановительные и реакции, протекающие без изменения степени окисления).

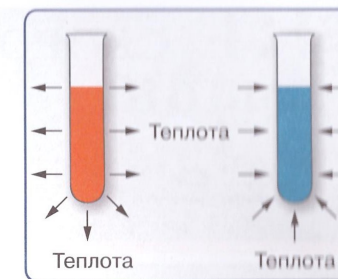


Рис. 54. Экзо- и эндотермические реакции

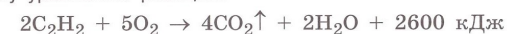
Реакции без изменения состава веществ: аллотропия и изомерия. Причины аллотропии. Классификация реакций: по числу и составу реагентов и продуктов; по тепловому эффекту. Термохимическое уравнение реакции

Проверьте свои знания

1. Приведите примеры реакций, протекающих без изменения элементного состава простых веществ. Как называются такие вещества?
2. Приведите примеры реакций, протекающих без изменения качественного, но с изменением количественного состава простых веществ.
3. Приведите примеры реакций, протекающих без изменения качественного и с изменением количественного состава сложных веществ.
4. Как классифицируют реакции по числу и составу реагентов и продуктов?
5. Что такое реакции разложения? С каким тепловым эффектом они протекают?

Примените свои знания

6. Запишите термохимическое уравнение реакции горения оксида углерода(II), если известно, что при сгорании 112 л этого газа (н. у.) выделяется 141,5 кДж теплоты.
7. Рассчитайте теплоту (кДж), полученную при горении 5,6 л ацетилена (н. у.) согласно термохимическому уравнению реакции:



Используйте дополнительную информацию

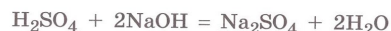
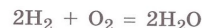
8. На примере реакций соединения или разложения покажите относительность их разделения на экзо- или эндотермические процессы.

§ 11. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ



Скорость — это отношение изменения какой-либо величины к промежутку времени, за которое это изменение произошло. Что представляет собой скорость химической реакции и от каких факторов она зависит?

Химические реакции протекают с разными скоростями. Одни практически мгновенно, например смесь водорода с кислородом (гремучая смесь) взрывается за доли секунды. Быстро протекает реакция нейтрализации, т. е. взаимодействие растворов кислоты со щёлочью (основанием):



Другие реакции протекают значительно медленнее, например брожение глюкозы или коррозия металлов:



Что же понимается под скоростью химической реакции?

Предположим, некоторое взаимодействие протекает по схеме



В ходе реакции вещества А и В расходуются, превращаясь в новое вещество АВ. Изменение количества веществ, участвующих в химической реакции, характеризует такая величина, как концентрация.

Концентрация — количество вещества в единице объёма; её измеряют в моль/л.

В ходе реакции концентрация исходных веществ (реагентов) уменьшается, а концентрация продукта реакции увеличивается. Изменение концентраций во времени и характеризует скорость химической реакции.

Скорость химической реакции — отношение изменения концентрации реагента ко времени, за которое это изменение произошло.

Математически эту закономерность можно выразить следующей формулой:

$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Если в приведённой формуле C_1 и C_2 — это начальная и конечная концентрации одного из *реагентов*, то разность $C_2 - C_1$ имеет отрицательное значение, ведь $C_2 < C_1$. При этом промежуток времени, за которое произошло изменение

концентраций ($t_2 - t_1$) — величина положительная. В этом случае скорость реакции получается отрицательной. Чтобы этого не допустить, перед дробью нужно поставить знак «минус». Если же C_1 и C_2 — это начальная и конечная концентрации *продукта реакции*, знак «минус» перед дробью не требуется, ведь $\Delta C > 0$.

Размерность скорости реакции легко определить: концентрация измеряется в моль/л, время — в секундах, следовательно, единицей скорости реакции является 1 моль/(л·с).

Управление скоростью химической реакции имеет большое значение. Увеличение скорости реакции позволяет получить больше продуктов реакций: стали, пластмасс, химических удобрений, лекарств, топлива и др. Замедление скорости реакции позволяет уменьшать потери металла от коррозии, дольше сохранять продукты питания и т. д.

Рассмотрим, какие факторы влияют на скорость химической реакции.

1. Природа (состав и строение) реагирующих веществ. Реакции между органическими веществами протекают медленнее подобных реакций между неорганическими веществами. По-разному взаимодействуют галогены с водородом: фтор — со взрывом, хлор — со взрывом лишь при нагревании, бром — без взрыва, а реакция водорода с иодом является эндотермической и протекает медленно. Интенсивность взаимодействия щелочных металлов с водой зависит от их восстановительных свойств, которые усиливаются с увеличением радиуса атома (рис. 55).

2. Температура. Зависимость скорости химической реакции от температуры была установлена в конце 1884 г. голландским учёным Якобом Хендриком Вант-Гоффом.

При увеличении температуры на каждые десять градусов скорость химической реакции увеличивается в два—четыре раза.

Математическое выражение правила Вант-Гоффа записывают следующим образом:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

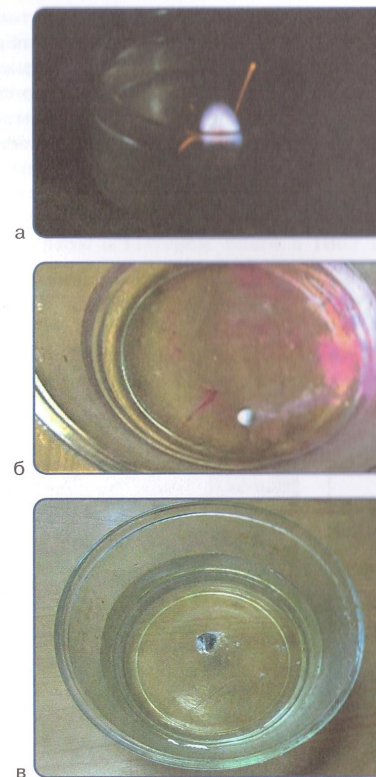


Рис. 55. Зависимость скорости химической реакции от природы веществ: калий (а) взаимодействует с водой более энергично, чем натрий (б) и литий (в)

где v_2 — скорость реакции при температуре t_2 ; v_1 — скорость реакции при температуре t_1 ; t_2 — конечная температура реакции; t_1 — начальная температура реакции, γ (греческая буква «гамма») — температурный коэффициент реакции, который соответствует изменению скорости химической реакции (увеличивает или уменьшает её) при изменении температуры на 10 градусов.

Например, температурный коэффициент какой-либо реакции близок к 3. Это означает, что при повышении температуры на 20 °C скорость реакции возрастёт в 9 раз:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = v_1 \cdot 3^{10} = v_1 \cdot 3^2 = 9v_1$$

3. Площадь соприкосновения реагирующих веществ. Этот фактор учитывается для гетерогенных реакций. Напомним, что гетерогенными (от греч. *heteros* — другой) называются реакции, идущие между веществами разного агрегатного состояния, т. е. имеющими поверхность раздела. Например, на поверхности соприкосновения жидкости или газа с твёрдым веществом и т. д.

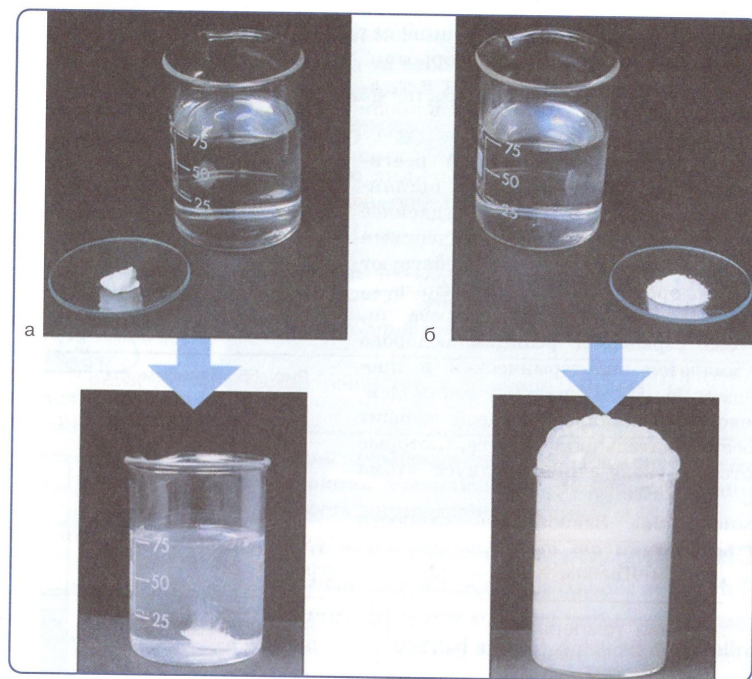


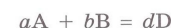
Рис. 56. Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ. В химические стаканы налиты одинаковые объёмы соляной кислоты одинаковой концентрации. На стёклах находится кусочек (а) и порошок (б) мрамора одинаковой массы

Понятно, что, чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ, тем выше скорость химической реакции (рис. 56). Чтобы увеличить её, в промышленности используют особый метод, который называется «кипящий слой». Твёрдое вещество измельчают до очень мелких частиц, через которые затем пропускают снизу второй реагент, как правило, в газообразном состоянии. При прохождении этого реагента через слой измельчённого вещества наблюдается эффект, напоминающий кипение. Метод «кипящего слоя» используется при производстве серной кислоты для обжига серного колчедана, при каталитическом крекинге нефтепродуктов.

4. Концентрация реагирующих веществ. Зависимость была установлена норвежскими учёными Като Максимилианом Гульдбергом и Петером Вааге в 1867 г. и получила название закона действующих масс.

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам в уравнении реакции.

Математическое выражение закона действующих масс для реакции

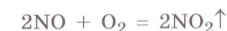


выглядит так:

$$v = kC_A^a C_B^b,$$

где v — скорость химической реакции, C_A и C_B — концентрации реагентов А и В, a и b — коэффициенты в уравнении реакции, k — коэффициент пропорциональности — **константа скорости** реакции, которая показывает скорость химической реакции при концентрации реагирующих веществ, равных 1 моль/л.

Например, для второй стадии производства азотной кислоты, которая описывается уравнением



закон действующих масс отражает формула

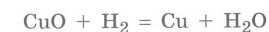
$$v = k \cdot C^2(NO) \cdot C(O_2)$$

Чтобы убедиться в справедливости этого закона, обратимся к эксперименту.

Лабораторный эксперимент

В первую пробирку налейте 1 мл раствора тиосульфата натрия, во вторую — 2 мл этого раствора, в третью — 3 мл. В каждую пробирку добавьте воды: в первую — 3 мл, во вторую — 2 мл, в третью — 1 мл. Затем в каждую пробирку добавьте 2 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Обратите внимание, что опалесцирующий осадок серы быстрее и интенсивнее образуется там, где концентрация тиосульфата натрия выше, т. е. в третьей пробирке.

Если в гетерогенной реакции принимает участие твёрдое вещество, его концентрация *не входит* в уравнение закона. Например, для реакции между раскалённым оксидом меди(II) и водородом



справедливо следующее выражение:

$$v = k \cdot C(\text{H}_2)$$

Это означает, что внесение дополнительного количества твёрдого вещества (оксида меди(II)) не оказывает влияния на скорость реакции.

5. Катализатор. Напомним, что **катализаторами** (от греч. *katalysis* — разрушение) называются вещества, изменяющие скорость химической реакции и не входящие в состав продуктов реакции.

Изменение скорости химической реакции с использованием катализатора называется **катализом**, а такие реакции — **каталитическими**.

Современную химическую промышленность невозможно представить без использования катализаторов. С их помощью ускоряют химические процессы, чтобы быстрее получить нужные вещества и уничтожить вредные (например, химические отходы). Производство минеральных кислот, аммиака и метанола, уксусной кислоты и полимеров, нефтепереработка и производство лекарственных препаратов — около 90 % всех химических производств основано на применении катализаторов.

С помощью катализаторов удастся повысить производительность химических процессов и уменьшить себестоимость продукции. Катализаторы также позволяют сделать производство экологически более безопасным, т. е. уменьшить загрязнение окружающей среды вредными выбросами.

Проведём несложный эксперимент.

Лабораторный эксперимент

Налейте в пробирку 3—5 мл 3%-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 и нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдаете?

Затем насыпьте в пробирку немного порошка оксида марганца(IV) MnO_2 и вновь внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете?

Оксид марганца(IV) выступает в роли катализатора этой реакции.

Катализаторы вошли в жизнь человека, когда он стал использовать процессы брожения для получения уксуса из виноградного сока, варить сыр и выпекать хлеб. Ведь все эти процессы протекают в присутствии биологических катализаторов, или **ферментов** (от лат. *fermentum* — закваска). Их также называют **энзимами**.

Ферменты, или **энзимы**, — это биологические катализаторы белковой природы.

Ферменты содержатся во всех живых клетках. Они направляют, регулируют и многократно ускоряют биологические процессы, играя тем самым важную роль в обмене веществ и энергии.

Познакомимся с работой ферментов с помощью опыта.

Лабораторный эксперимент

Опустите в пробирку с небольшим количеством пероксида водорода кусочек сырой моркови, картофеля или мяса. Что наблюдаете?

Эффект, который вы наблюдали, — это результат работы фермента **каталазы**.

Область применения биологических катализаторов шире, чем неорганических: ежегодный рост их производства в мире составляет 15 %, а неорганических — всего 3 %. Ферменты «трудятся» в медицине, сельском хозяйстве, пищевой промышленности, защищают окружающую среду, помогают в быту. Например, использование стирального порошка с ферментами — залог успешной стирки. Зная, что ферменты имеют белковую природу и под действием высокой температуры способны денатурировать, вы понимаете, насколько важно следовать инструкции по применению таких порошков.

Обратное влияние на скорость химической реакции оказывают **ингибиторы** (от лат. *inhibere* — сдерживать, останавливать) — вещества, подавляющие или задерживающие течение физиологических и физико-химических (главным образом, ферментативных) процессов. Такие вещества важны, как и катализаторы: ингибиторы коррозии, например, помогают сохранить металлы от разрушения.

Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ, площадь их соприкосновения, температура, концентрация, катализатор. Катализ. Ферменты. Ингибиторы

Проверьте свои знания

1. Что такое химическая кинетика? Что называется скоростью химической реакции? В каких единицах она измеряется?
2. Какие закономерности следует учитывать для гомогенных и какие — для гетерогенных реакций?
3. Сформулируйте правило Вант-Гоффа. Рассчитайте, во сколько раз увеличится скорость реакции, если её температуру повысили с 20 до 50 °C, а температурный коэффициент равен 2.
4. Что такое катализаторы? Где можно наиболее эффективно использовать ингибиторы?

Примените свои знания

5. Какие катализаторы называются ферментами? Чем они отличаются от катализаторов неживой природы? Где применяются?
6. Почему наблюдается «вскипание» при обработке свежих ран перекисью водорода?
7. Почему продукты питания хранят в холодильнике?

Используйте дополнительную информацию

8. Биологические катализаторы — ферменты — активны и вне живой клетки. Подготовьте сообщение о различных областях применения ферментов в промышленности.

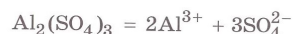


§ 12. ОБРАТИМОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ И СПОСОБЫ ЕГО СМЕЩЕНИЯ

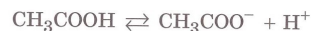


Вы знакомы с реакциями, идущими только в одном направлении, т. е. с необратимыми реакциями. Существуют ли обратимые процессы? В чём их особенность?

При изучении теории электролитической диссоциации вы установили отличие сильных электролитов от слабых. Сильные электролиты в растворах диссоциируют полностью, т. е. существуют только в виде ионов. Например:

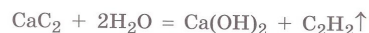


Слабые электролиты диссоциируют частично, т. е. существуют в растворе как в виде ионов, так и в виде молекул. Одни молекулы распадаются на ионы (диссоциация), другие образуются из получившихся ионов (ассоциация). Например:



Сильные электролиты диссоциируют необратимо, а слабые — обратимо. Эту особенность отражают с помощью двух стрелок, направленных в противоположные стороны: стрелка, указывающая слева направо, отражает процесс диссоциации, обратная — ассоциации.

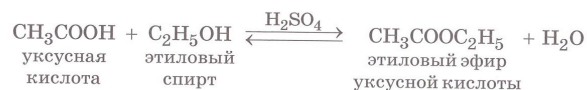
Из курса органической химии вы знаете, что ацетилен можно получить взаимодействием карбида кальция с водой:



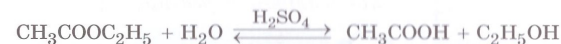
Если вы попытаетесь из гидроксида кальция и ацетилена получить карбид кальция, т. е. провести обратную реакцию, у вас ничего не выйдет. Гидролиз карбида кальция относится к необратимым химическим реакциям.

Химические реакции, протекающие в одном направлении, называются **необратимыми**.

Взаимодействие карбоновой кислоты со спиртом называют, как вы знаете, *реакцией этерификации*. Катализаторами таких реакций являются сильные кислоты, например серная:



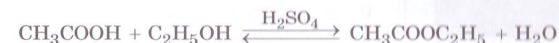
В то же время сложные эфиры, в том числе этиловый эфир уксусной кислоты, способны вступать в реакцию с водой в присутствии серной кислоты, т. е. гидролизаться:



Нетрудно заметить, что реакции этерификации и гидролиза сложного эфира — зеркальное отражение друг друга, два взаимно противоположных процесса.

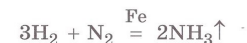
Химические реакции, которые протекают в двух взаимно противоположных направлениях, называются **обратимыми**.

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

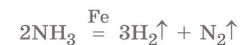


Условно реакцию, которая записана слева направо, называют **прямой**, а противоположную ей — **обратной**.

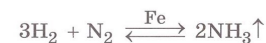
Обратимой, например, является реакция синтеза аммиака. Смесь азота с водородом пропускают через нагретый железный катализатор. Начинается химическая реакция:



Однако часть образующегося аммиака в тех же самых условиях (температура, катализатор) распадается:



Общее уравнение этого обратимого процесса можно записать так:

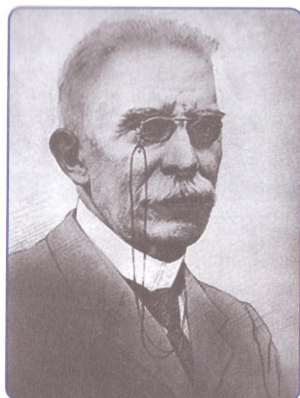


В реакции синтеза аммиака, как и в любой обратимой реакции, наступает такой момент времени, когда скорость прямой реакции становится равной скорости обратной.

Состояние обратимой химической реакции, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называется **химическим равновесием**.

При химическом равновесии концентрации участников реакции перестают изменяться, хотя ни прямая, ни обратная реакции не прекращаются. Сколько продуктов реакции образовалось за единицу времени, столько и разложилось с образованием исходных веществ.

Если условия реакции не изменяются, химическое равновесие может существовать сколь угодно долго. Стоит реакцию «потревожить», и равновесие смещается либо в сторону исходных веществ, либо в сторону продуктов реакции. Через некоторое время устанавливается новое равновесие. Такое явление называют **смещением химического равновесия**.



Анри Ле Шателье
(1850—1936)

Какие факторы оказывают влияние на химическое равновесие? В общем случае таких факторов три: *изменение температуры реакции, давления и концентрации реагирующих веществ.*



Как же определить, в каком направлении сместится равновесие при изменении одного из этих факторов?

Общий принцип смещения химического равновесия сформулировал в 1884 г. французский химик Анри Ле Шателье.

Если на обратимую реакцию, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать воздействие (изменять температуру, давление или концентрацию веществ), то равновесие смещается в направлении, ослабляющем это воздействие.

Проиллюстрируем этот принцип на примере реакции синтеза аммиака.

1. На состояние равновесия оказывает влияние *температура*.

Реакция соединения водорода и азота сопровождается выделением теплоты, т. е. является экзотермической. Естественно, что разложение аммиака — эндотермический процесс:



Если в состоянии равновесия увеличить температуру реакционной смеси, то это вызовет ускоренное разложение аммиака, т. е. смещение равновесия влево. Это реакция эндотермическая, идёт с поглощением теплоты, и, следовательно, система препятствует повышению температуры.

Можно запомнить частное правило: *увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции.*

2. Если хотя бы один из участников обратимой реакции является газом, на состояние равновесия оказывает влияние *давление*.

Синтез аммиака сопровождается понижением давления, так как из четырёх объёмов исходных газов получается два объёма газообразного продукта (в соответствии с коэффициентами в уравнении реакции). Если в состоянии равновесия увеличить давление в системе, то равновесие сместится вправо, при этом объём смеси уменьшится и давление также станет меньше.

Получается, что *увеличение давления смещает равновесие в сторону реакции, которая сопровождается уменьшением суммарного объёма газообразных веществ.*

3. На состояние равновесия можно повлиять изменением *концентрации реагирующих веществ*.

Допустим, в равновесную смесь азота, водорода и аммиака добавили дополнительное количество азота, т. е. увеличили его концентрацию. Равновесие в системе будет смещаться таким образом, чтобы азота стало меньше, т. е. в сторону образования аммиака.

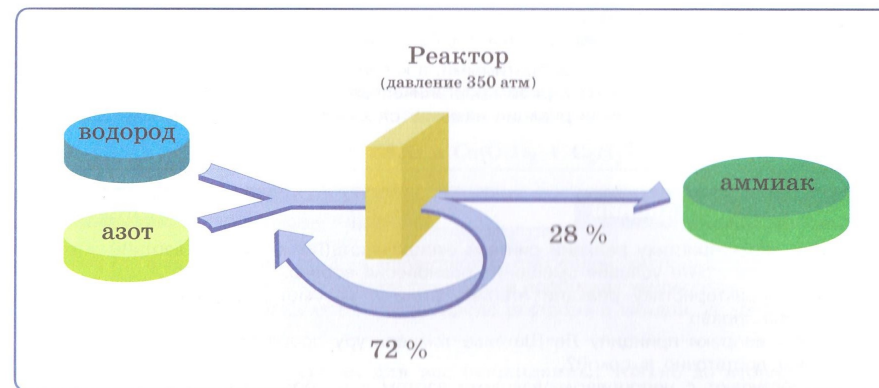


Рис. 57. Схема возврата в реакцию непрореагировавших газов в синтезе аммиака

Сделаем общий вывод: добиться большего выхода продукта в реакции синтеза аммиака можно уменьшением температуры, повышением давления, увеличением концентрации азота или водорода и уменьшением концентрации аммиака.

А как влияет катализатор на смещение равновесия? Синтез аммиака — это каталитический процесс, но катализатор в одинаковой степени увеличивает скорость как прямой, так и обратной реакции. Поэтому *наличие катализатора на смещение равновесия никак не влияет*, он только сокращает время установления равновесия.

Из-за того, что реакция синтеза аммиака обратима, выход аммиака меньше теоретически возможного; конечный продукт надо отделять от примеси исходных газов, а непрореагировавшие азот и водород вновь возвращать в аппарат синтеза. Таким образом, менее трети исходных газов за одно прохождение через реактор превращается в аммиак (рис. 57).

В заключение подтвердим принцип Ле Шателье на практике.

Лабораторный эксперимент

В пробирку налейте 2—3 мл раствора соли железа(III) и добавьте 1 мл раствора роданида калия. Что наблюдаете?

Ионное уравнение реакции:



Разделите содержимое на две пробирки и добавьте: 1 мл раствора соли железа в первую пробирку и 1 мл раствора соли калия во вторую. Что наблюдаете? Объясните результаты.

Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие и способы его смещения. Общая характеристика реакции синтеза аммиака и условия смещения её равновесия



Проверьте свои знания

1. Какие реакции называются необратимыми, а какие — обратимыми? Приведите примеры реакций обоих типов из курсов неорганической и органической химии.
2. Какое состояние обратимой реакции называется химическим равновесием? Как его сместить?

Примените свои знания

3. Дайте характеристику реакции синтеза оксида азота(IV) из оксида азота(II) и кислорода, рассмотрите условия смещения равновесия вправо.
4. Дайте характеристику реакции этерификации и рассмотрите условия смещения равновесия вправо.
5. Почему вопреки принципу Ле Шателье температуру процесса в синтезе аммиака оставляют достаточно высокой?
6. Как поступают с непрореагировавшими азотом и водородом в процессе химического производства аммиака?

Используйте дополнительную информацию

7. Подготовьте сообщение о жизни и творчестве А. Ле Шателье.

§ 13. ГИДРОЛИЗ



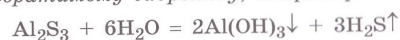
В таблице растворимости гидроксидов и солей в воде в некоторых клетках стоят прочерки. В сноске к таблице указано, что данное вещество либо не существует, либо разлагается водой, т. е. гидролизуется. Что же такое гидролиз?

Слово «гидролиз» (от др.-греч. *hydor* — вода и *lysis* — разложение) буквально означает «разложение вещества водой».

Гидролиз — реакции обменного взаимодействия веществ с водой, приводящие к их разложению.

Гидролиз бывает необратимым и обратимым.

Соли, образованные *слабым нерастворимым основанием* и *слабой летучей кислотой*, существуют только в сухом виде, так как в воде полностью разлагаются, т. е. подвергаются *необратимому гидролизу*, например:



Кроме некоторых солей, необратимому гидролизу подвергаются многие бинарные (двухэлементные) соединения — фосфиды, нитриды, силициды, гидриды и т. д. Например:



Эта реакция лежит в основе применения фосфида цинка в качестве зооцида, т. е. вещества, используемого для борьбы с животными-вредителями, прежде всего грызунами.

В органической химии необратимый гидролиз используется для получения ацетилена карбидным способом:



Лабораторный эксперимент

Налейте в три пробирки по 3—4 мл растворов трёх солей: карбоната натрия, хлорида натрия и хлорида цинка. Испытайте растворы в пробирках универсальной индикаторной бумагой. Что наблюдаете? Какова среда раствора в каждой из пробирок?

Результаты опыта, наверное, для вас неожиданны: только во второй пробирке индикаторная бумага показала нейтральную среду, тогда как в первой — щелочную, а в третьей — кислотную. Почему?

Объяснить результаты эксперимента нам поможет понятие **обратимый гидролиз**.

Гидролиз солей происходит вследствие взаимодействия катиона металла или аниона кислотного остатка, входящих в состав соли, с молекулами воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение, в водном растворе появляется избыток катионов водорода или гидроксид-анионов, обуславливающих кислотную или щелочную реакцию среды.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, карбонат натрия Na_2CO_3 образован сильным основанием (щёлочью) — гидроксидом натрия NaOH и слабой угольной кислотой H_2CO_3 .

В зависимости от силы основания и кислоты как электролитов все соли можно разделить на четыре типа (табл. 2).

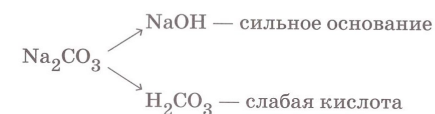
Таблица 2

Типы солей в зависимости от силы кислоты и основания

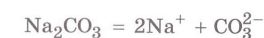
Гидроксиды	Сильная кислота	Слабая кислота
Сильное основание	NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Na_2CO_3 , K_2SiO_3 , Li_2S
Слабое основание	MgCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}$

Рассмотрим поведение солей различных типов в водных растворах.

1. Соли, образованные **сильным основанием** и **слабой кислотой**, например карбонат натрия:



Карбонат натрия хорошо растворим в воде и полностью диссоциирует на ионы:



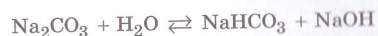
Угольная кислота — слабый электролит. Следовательно, катионы водорода прочно удерживаются карбонат-анионом и с трудом отщепляются в раствор. Вер-

но и обратное: карбонат-анион CO_3^{2-} легко присоединяет катион водорода H^+ , отрывая его у молекулы воды. Карбонат-анион при этом превращается в гидрокарбонат, а от молекулы воды в растворе остаётся анион OH^- :

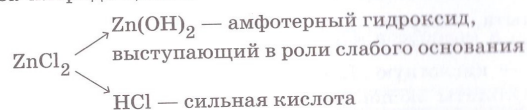


Мы записали ионное уравнение гидролиза. В результате этого процесса в растворе накапливаются гидроксид-анионы, определяющие *щелочную реакцию среды*. В данном случае говорят, что идёт *гидролиз по аниону*.

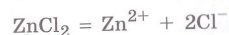
Молекулярное уравнение гидролиза карбоната натрия имеет вид



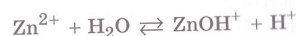
2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой. Рассмотрим пример гидролиза хлорида цинка:



В водном растворе хлорид цинка полностью диссоциирует:



Гидролизу подвергается тот ион, который принадлежит слабому электролиту, поэтому данная соль *гидролизуеться по катиону*. Отрывая от молекулы воды гидроксид-анион, катион Zn^{2+} способствует накоплению в растворе катионов водорода:

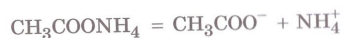
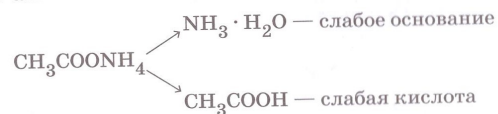


Молекулярное уравнение гидролиза легко записать, если в ионном уравнении дописать хлорид-анионы:



Реакцию среды в растворе данной соли определяет наличие катионов H^+ : среда кислотная.

3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой. Такие соли подвергаются гидролизу *по катиону и по аниону*. Катион и анион делят между собой молекулу воды, присоединяя соответственно гидроксид-анион и катион водорода. Например, ацетат аммония:



В растворе ацетата аммония среда нейтральная, поскольку нет избытка ни катионов водорода, ни гидроксид-анионов.

Необратимо гидролизуются и по катиону, и по аниону соли слабого нерастворимого основания и слабой летучей кислоты (соли отмечены в таблице растворимости прочерком), что было рассмотрено в начале параграфа.

4. Не гидролизуются соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой. В водном растворе подобных солей катионы металла (щелочного или щёлочноземельного) и анионы кислотного остатка окружены гидратными оболочками, взаимодействия с молекулами воды не происходит, поскольку это не приводит к образованию слабого электролита. Реакция среды в растворе таких солей *нейтральная*.

Термин «гидролиз» не должен ассоциироваться только с гидролизом солей. Это понятие значительно шире, а гидролиз солей — это лишь небольшая часть химических процессов, связанных с разложением веществ водой. В чём универсальность понятия «гидролиз»?

Реакции разложения органических соединений водой также называются *гидролизом*. Эти реакции играют исключительно важную роль и в промышленности, и в биологических процессах. В курсе органической химии вы изучали гидролиз сложных эфиров, ди- и полисахаридов, белков и других органических веществ.

Существует особая отрасль деревообрабатывающей промышленности, которая так и называется — *гидролизная*. Малоценные отходы лесопереработки (щепы, опилки, стружки), содержащие до 50 % органического полисахарида *целлюлозы*, нагревают при повышенном давлении в присутствии серной кислоты (в качестве катализатора). В результате происходит гидролиз целлюлозы с образованием её мономера — глюкозы:



Полученные глюкозосодержащие сиропы сбраживают и получают гидролизный этиловый спирт:



Важное значение имеют процессы гидролиза в живой природе. Основными компонентами пищи человека являются жиры, белки и углеводы. В пищеварительном тракте они подвергаются гидролизу с образованием аминокислот, глицерина и жирных кислот, глюкозы. Из этих «строительных кирпичиков» организм синтезирует свои собственные белки, жиры и углеводы.

Основу жизненных процессов составляет не только обмен веществ, но и обмен энергии. Насколько важную роль в этом обмене играет гидролиз?

В энергетическом обмене главную роль играет аденозинтрифосфорная кислота (АТФ). Её молекулы гидролизуются с отщеплением остатков фосфорной кислоты и высвобождением энергии (40–60 кДж/моль):



Энергия расходуется на основной обмен (поддержание температуры, рост клеток, движение и др.).

В ходе обратной реакции выделяемая за счёт окисления органических веществ энергия вновь накапливается в АТФ, которая синтезируется из аденозиндифосфорной кислоты (АДФ):



Следовательно, процессы гидролиза — химический фундамент процессов ассимиляции и диссимиляции, лежащих в основе жизни на Земле.



Гидролиз необратимый и обратимый. Гидролиз солей в зависимости от силы кислот и оснований, образующих соль. Роль гидролиза в обмене веществ. Роль гидролиза в энергетическом обмене

Проверьте свои знания

1. Что называется гидролизом? Объясните этимологию термина.
2. Какие типы гидролиза различают? Гидролиз каких солей является необратимым? Почему? Как, используя таблицу растворимости, определить соль, подвергающуюся такому типу гидролиза?

Примените свои знания

3. Какие соли подвергаются гидролизу: KCl , K_2S , ZnCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, LiNO_2 , Cs_2SiO_3 , AlBr_3 , Na_2SO_4 ? Запишите уравнения гидролиза в ионном и молекулярном виде. Укажите среду растворов, окраску лакмуса и универсального индикатора в них.
4. Запишите уравнение гидролиза ацетата алюминия и сульфата хрома(III). Какому гидролизу подвергаются эти соли?
5. Даны растворы трёх солей:
а) нитрат цинка, сульфат натрия, силикат калия;
б) хлорид лития, сульфид натрия, бромид алюминия;
в) нитрит натрия, цианид калия, иодид бария.
Как при помощи индикатора распознать их? Для солей, подвергающихся гидролизу, запишите уравнения соответствующих реакций.
6. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: карбид алюминия $\rightarrow$ метан $\rightarrow$ ацетилен $\rightarrow$ ацетальдегид $\rightarrow$ этановая кислота $\rightarrow$ этилацетат $\rightarrow$ этиловый спирт. Какие из превращений являются реакциями гидролиза?

Используйте дополнительную информацию

7. Испытайте в домашних условиях растворы пищевой и технической соды (NaHCO_3 и Na_2CO_3) индикаторной бумагой. В каком растворе среда будет более щелочной?
8. Испытайте растворы мыла и стирального порошка индикаторной бумагой. Объясните, почему стиральные порошки предпочтительнее мыла? Почему не рекомендуется стирка шерстяных изделий порошками, предназначенными для стирки хлопчатобумажных тканей?
9. Используя знания по биологии, подготовьте три сообщения по теме «Обмен белков/жиров/углеводов в организме человека. Обменные нарушения и их предупреждение».

§ 14. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Как взаимосвязаны философский закон единства и борьбы противоположностей и окислительно-восстановительные реакции?



Химия даёт множество примеров, иллюстрирующих один из основных философских законов — единства и борьбы противоположностей.

Единую структуру атома отражают его положительное ядро и отрицательно заряженные электроны оболочки. Природа амфотерных соединений заключается в единстве их кислотных и основных свойств. Обратимый гидролиз солей — это результат противоположных процессов: взаимодействия кислот и оснований с образованием соли и воды и разложение продуктов этого взаимодействия водой. Это утверждение справедливо для всех обратимых реакций: единство прямого и обратного химических процессов.

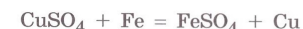
Окислительно-восстановительные реакции — ещё один пример действия этого философского закона.

Реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, образующих реагирующие вещества, называются **окислительно-восстановительными**.

Лабораторный эксперимент

В пробирку налейте 4—5 мл раствора сульфата меди(II) и опустите в неё стальную канцелярскую скрепку. Оставьте пробирку в штативе на 1—2 мин. Какие изменения вы наблюдаете? Составьте уравнения реакции и рассмотрите её с позиции окисления—восстановления.

При наблюдении легко заметить, что в результате реакции стальная скрепка покрылась красноватым налётом свободной меди:



Для того чтобы выполнить задание, сформулированное в условии эксперимента, вам необходимо записать степени окисления элементов, образующих реагенты и продукты данной реакции.

Условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный из предположения, что соединение состоит только из простых ионов, называется **степенью окисления**.

Степень окисления атома обозначают знаком заряда и цифрой над символом химического элемента в формуле вещества, например: $\text{Ca}^{+2}\text{Cl}_2^{-1}$, $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$, $\text{C}_2^{-3}\text{H}_6^{+1}$. Причём, в отличие от заряда иона, у степени окисления сначала пишут знак, а затем — цифру.

Для дальнейшего рассмотрения окислительно-восстановительных реакций необходимо уметь быстро и безошибочно определять степени окисления атомов. Приведём основные правила, которые необходимо знать.

1. Степень окисления свободных атомов и атомов в простых веществах равна нулю. Например $\overset{0}{\text{Fe}}$, $\overset{0}{\text{O}_2}$, $\overset{0}{\text{S}}$, $\overset{0}{\text{O}_3}$.

2. Сумма степеней окисления всех атомов в молекуле (или формульной единице) вещества равна нулю: $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$, $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3}$, $\overset{+2}{\text{K}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}$, $\overset{-2}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}\overset{+1}{\text{O}}$.

3. Существуют атомы химических элементов, которые в сложных веществах проявляют единственно возможную степень окисления. К ним относятся $\overset{-1}{\text{F}}$, многие металлы ($\overset{+1}{\text{Li}}$, $\overset{+1}{\text{Na}}$, $\overset{+1}{\text{K}}$, $\overset{+2}{\text{Mg}}$, $\overset{+2}{\text{Ca}}$, $\overset{+2}{\text{Zn}}$, $\overset{+3}{\text{Al}}$ и др.). В большинстве соединений атомы водорода и кислорода проявляют степени окисления соответственно $\overset{+1}{\text{H}}$ и $\overset{-2}{\text{O}}$.

Рассмотрим пример расстановки степеней окисления атомов в перманганате калия KMnO_4 :

а) степень окисления калия в сложных веществах всегда равна +1:



б) степень окисления кислорода в солях равна -2:

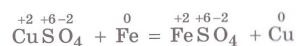


в) сумма степеней окисления атомов калия, марганца и кислорода с учётом их индексов равна нулю. Исходя из этого, вычислим степень окисления атома марганца:

$$(+1) \cdot 1 + (x) \cdot 1 + 4 \cdot (-2) = 0, x = +7$$

Следовательно, $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$.

Вернёмся к выполнению задания, указанного в лабораторном опыте:



Как видите, степени окисления в данной реакции изменили атомы железа и меди. Следовательно, эта реакция является окислительно-восстановительной.

Атомы железа в степени окисления 0 отдали два электрона, превратившись при этом в ион с зарядом +2:

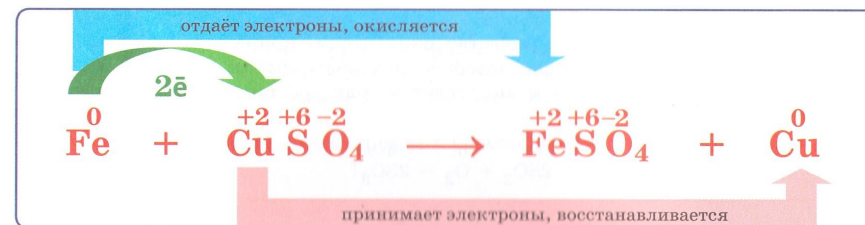


Процесс отдачи электронов атомом или ионом называется **окислением**.

Ионы меди в исходном веществе имели степень окисления +2, а в продукте реакции — степень окисления 0, т. е. каждый из них принял по два электрона:

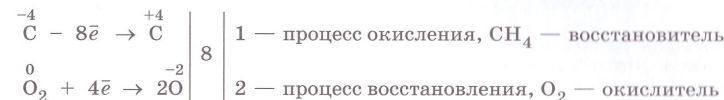


Процесс принятия электронов атомом или ионом называется **восстановлением**.

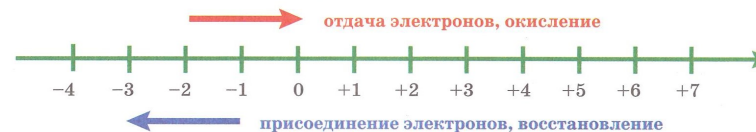


Итак, на схеме показано, что железо в этой реакции окисляется, являясь восстановителем; сульфат меди(II), а точнее, ионы Cu^{+2} , входящие в его состав, принимают 2 электрона, выступая в роли окислителя, т. е. восстанавливаются.

Окислительно-восстановительные реакции играют важную роль и в органической химии. Рассмотрим, например, реакцию горения метана и повторим, как рассчитываются коэффициенты и составляются уравнения окислительно-восстановительных реакций с использованием *метода электронного баланса*, т. е. равенства числа отданных и принятых электронов.

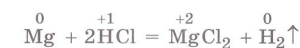


Убедиться, что атомы углерода в этой реакции теряют именно 8 электронов, поможет схема, где на числовом луче показаны степени окисления атомов, а также изменение этой величины в процессах окисления и восстановления.

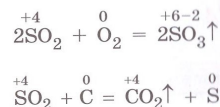


Одно вещество в реакциях может выступать и в роли окислителя, и в роли восстановителя.

Во-первых, в состав вещества могут входить атомы элементов, один из которых проявляет свойства окислителя, а другой — восстановителя. Например, хлороводород (и его водный раствор — соляная кислота) проявляет окислительные свойства при взаимодействии с металлами за счёт катиона водорода $\overset{+1}{\text{H}}$ и восстановительные благодаря наличию галогена в минимальной степени окисления $\overset{-1}{\text{Cl}}$:



Во-вторых, вещество может содержать атомы элемента в промежуточной степени окисления и выступать в качестве окислителя, принимая чужие электроны, или в качестве восстановителя, отдавая электроны другим атомам. Так, оксид серы(IV) в реакции с кислородом выступает в роли восстановителя, а в реакции с углеродом — окислителя:



Окислительно-восстановительные реакции используются на производстве (все металлургические процессы, синтез аммиака, производство кислот) и играют важную роль в процессах жизнедеятельности (процессы дыхания, горения и фотосинтеза).

В заключение подчеркнём единство окислительно-восстановительных процессов. Ведь если какой-то элемент или вещество окисляется (отдаёт электроны), то другое вещество обязательно восстанавливается (принимает эти электроны) с соблюдением электронного баланса. Эти процессы неразрывно связаны между собой.

Без изменения степеней окисления элементов протекают, например, реакции ионного обмена.

Лабораторный эксперимент

К 2 мл раствора сульфата меди(II) в пробирке добавьте такой же объём раствора едкого натра. Что наблюдаете? Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции. Рассмотрите её с позиций окисления—восстановления. Можно ли отнести реакции обмена и замещения к окислительно-восстановительным?



Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Окисление и восстановление. Окислитель и восстановитель. Метод электронного баланса

Проверьте свои знания

1. Возможно ли протекание окисления без восстановления? Почему?
2. Какие из четырёх типов реакций: соединения, разложения, замещения и обмена — относятся к окислительно-восстановительным? не относятся к окислительно-восстановительным? могут быть и теми, и другими? Подтвердите своё мнение уравнениями соответствующих реакций.
3. Почему за счёт атомов азота аммиак проявляет только восстановительные свойства, а азотная кислота — только окислительные?

Примените свои знания

4. Рассчитайте степени окисления элементов в веществах: H_2SO_4 , H_2SO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, C_2H_2 , C_6H_6 , HCHO .

5. Методом электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, схемы которых: а) $\text{Al} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Cu}$ б) $\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$ в) $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$ г) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
6. Дайте характеристику реакции цинка с соляной кислотой по всем возможным признакам классификации реакций.
7. Рассмотрите взаимодействие этилена с бромной водой с позиции окисления—восстановления.

Используйте дополнительную информацию

8. Сформулируйте философский закон единства и борьбы противоположностей. Проиллюстрируйте его на примере окислительно-восстановительных реакций.
9. Познакомьтесь с методом полуреакций для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Предложите алгоритм применения этого метода и проиллюстрируйте его примерами.

§ 15. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВОВ И РАСТВОРОВ. ПРАКТИЧЕСКОЕ ПРИМЕНЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗА

Вы уже изучили понятие «гидролиз». Нетрудно предположить, что термин «электролиз» обозначает процесс разложения веществ под действием электрического тока. Так ли это?



В растворах и расплавах электролитов в электрическом поле упорядоченно движутся ионы в направлении, которое определяет их заряд. Ионы, несущие положительный заряд, направляются к отрицательно заряженному **катоду** и называются **катионами**; отрицательные ионы движутся к положительно заряженному **аноду** и называются **анионами**. Ионы достигают поверхности электродов и разряжаются на них, изменяя свой заряд. Так происходит окислительно-восстановительная реакция, в результате которой образуются новые вещества.

Окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании постоянного электрического тока через растворы или расплавы электролитов, называется **электролизом**.

Чем отличается электролиз от обычных окислительно-восстановительных реакций? Первое отличие очевидно: и окислителем, и восстановителем при электролизе является электрический ток. Второе отличие очень важно: процессы окисления и восстановления разделены в пространстве, так как они протекают не при контакте частиц друг с другом, а при соприкосновении с электродами электрической цепи.

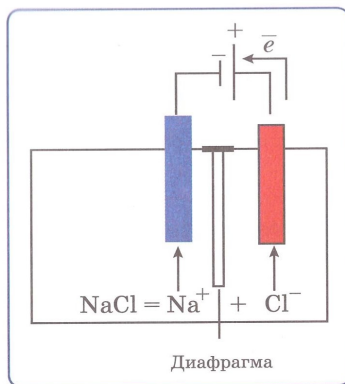
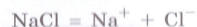


Рис. 58. Схема установки для электролиза расплава хлорида натрия

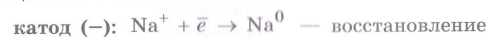
Различают электролиз растворов и электролиз расплавов электролитов.

Электролиз расплавов электролитов. При расплавлении соединений с ионным видом связи (солей, щелочей) происходит их электролитическая диссоциация. Например, в расплаве хлорид натрия распадается на катионы натрия и хлорид-анионы:

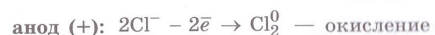


Если в расплав погрузить два электрода (рис. 58), движение ионов вместо хаотического становится направленным: под действием электрического поля катионы натрия устремляются к катоду, а анионы хлора — к аноду.

При соприкосновении с катодом ионы натрия принимают от него электроны и превращаются в атомы металла:



На аноде происходит окисление ионов хлора:

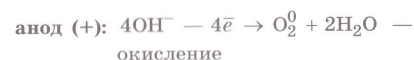
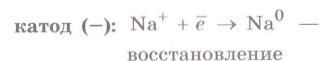


Суммарное уравнение электролиза расплава хлорида натрия можно отразить следующим образом:



Обратите внимание, что под действием электрического тока протекает окислительно-восстановительная реакция, которая самопроизвольно не происходит. Именно поэтому над стрелкой в уравнении реакции обязательно нужно указать условие протекания процесса — электролиз.

Для разделения продуктов, получающихся на катоде и аноде, необходима диафрагма. Например, электролиз расплава гидроксида натрия протекает согласно уравнению:



На катоде выделяется металлический натрий, на аноде — кислород и вода. Полупроницаемая диафрагма предохраняет щелочной металл от контакта с водой, разделяя катодное и анодное пространство.



Рис. 59. Образцы лития, натрия и калия в керосине

Электролизом расплавов соединений в промышленности получают галогены, водород, кислород, а также активные металлы: щелочные (рис. 59), щелочноземельные и алюминий. Именно электролизом знаменитый английский химик Гемфри Дэви (в честь которого была утверждена почётная награда — медаль Дэви) впервые получил калий, натрий, кальций и барий. За открытие фтора в 1906 г. французский химик Анри Муассан получил медаль Нобелевского лауреата.

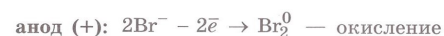
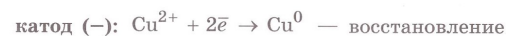
Американский инженер Чарлз Холл в конце XIX в. открыл способ получения алюминия электролизом расплава глинозёмно-криолитной смеси (криолит понижал температуру плавления оксида алюминия). Затем в сотрудничестве с французским химиком Полем Эру он довёл до совершенства технологический процесс, который и лежит в основе современного производства алюминия (рис. 60). Сырьём для получения алюминия являются обезвоженные бокситы, или глинозём — оксид алюминия (рис. 61).

Электролиз растворов электролитов. Процесс протекает с участием молекул воды, которые в ряде случаев не остаются безразличными к электрическому заряду на электродах. Рассмотрим процессы, протекающие на катоде и аноде при электролизе растворов солей различных типов.

1. **Электролиз бромид меди(II).** При растворении в воде бромид меди(II) диссоциирует в соответствии с уравнением



Если в раствор этой соли поместить два электрода, соединённые с источником постоянного тока, к катоду устремятся катионы меди, а к аноду — бромид-анионы. На электродах начнут протекать окислительно-восстановительные реакции:



2. **Электролиз водного раствора хлорида натрия.** Эта соль диссоциирует по уравнению



Гемфри Дэви (1778—1829)



Анри Муассан (1852—1907)



Чарлз Холл (1863—1914)

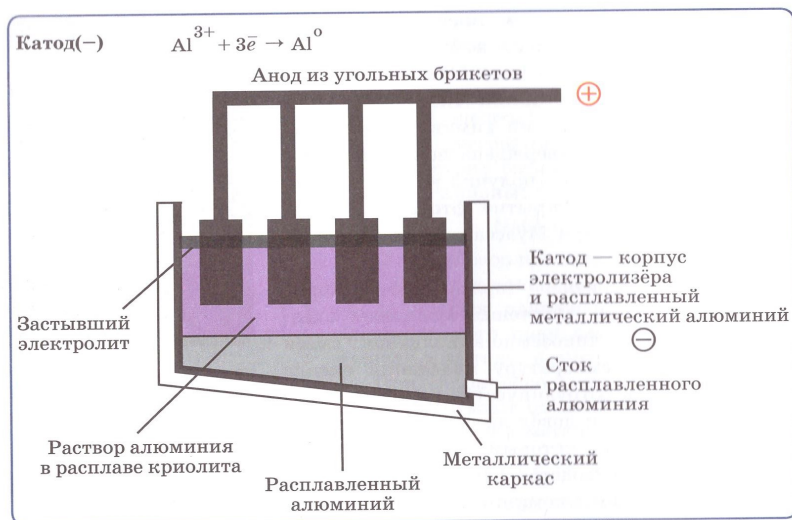
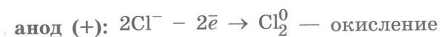
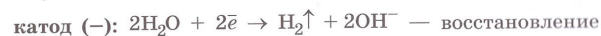


Рис. 60. Схема установки для получения алюминия

Натрий — щелочной металл, поэтому на катоде восстанавливаются полярные молекулы воды:



Основными продуктами электролиза водного раствора хлорида натрия являются выделяющиеся на электродах водород и хлор, а в растворе образуется гидроксид натрия. Вместо катионов щелочных и щелочно-земельных металлов магния, алюминия восстанавливаются молекулы воды с выделением на катоде газообразного водорода.

3. Электролиз раствора сульфата меди(II). В водном растворе данная соль легко диссоциирует:



На катоде будут восстанавливаться ионы меди Cu^{2+} :

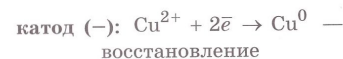
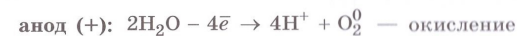


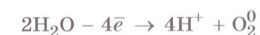
Рис. 61. Боксит

К аноду устремляются отрицательно заряженные ионы SO_4^{2-} . Однако на нём окисляются молекулы воды:

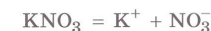


На катоде осаждается металлическая медь, на аноде выделяется кислород, а в прианодном пространстве накапливается серная кислота.

Анионы кислородсодержащих кислот (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , PO_4^{3-} , ClO_4^-), а также фторид-анионы при электролизе водных растворов солей (и кислот) на аноде не окисляются. Вместо этого происходит окисление воды:



4. Электролиз раствора соли, состоящей из катиона щелочного металла и аниона кислородсодержащей кислоты. Рассмотрим процесс на примере нитрата калия:



Ни катион калия, ни нитрат-анион в присутствии воды не участвуют в окислительно-восстановительных процессах на электродах. Восстанавливается на катоде и окисляется на аноде вода.

Основные направления промышленного применения электролиза:

- получение активных металлов (IA- и IIA-групп, а также алюминия);
- получение активных неметаллов (галогенов, водорода, кислорода);
- **гальванопластика** — получение металлических копий с металлического или неметаллического оригинала;
- **гальваностегия** — нанесение металлических или декоративных покрытий на изделия (главным образом металлические) — золочение, серебрение, никелирование, хромирование и др.;
- **рафинирование** — очистка от посторонних примесей цветных металлов.

Электролиз растворов и расплавов электролитов. Практическое применение электролиза. Гальванопластика. Гальваностегия. Рафинирование

Проверьте свои знания

1. Что такое электролиз? Какие виды электролиза различают?
2. Охарактеризуйте практическое применение электролиза.
3. Какие металлы и неметаллы — простые вещества можно получить только с помощью электролиза? Почему?



Поль Эрру (1863—1914)

4. Почему самый распространённый металл в земной коре — алюминий — был получен сравнительно поздно? Почему первоначально алюминий стоил дорого? Как удалось удешевить его производство?

Примените свои знания

5. Сравните процессы гидролиза и электролиза.
 6. Назовите продукты электролиза раствора и расплава хлорида цинка; раствора нитрата цинка.
 7. Установите соответствие между солью и продуктом, образующимся на катоде при электролизе водного раствора этой соли.

Соль	Продукт на катоде
А) хлорид аммония	1) водород
Б) нитрат серебра	2) серебро
В) бромид стронция	3) медь
Г) сульфат меди(II)	4) аммиак
	5) стронций
	6) кислород

8. Установите соответствие между формулой соли и названием продукта, образующегося на инертном аноде при электролизе водного раствора этой соли.

Формула соли	Название продукта на аноде
А) LiCl	1) фтор
Б) CuBr ₂	2) хлор
В) KF	3) бром
Г) NaI	4) иод
	5) водород
	6) кислород

9. Установите соответствие между формулой вещества и уравнением процесса, протекающего на катоде при электролизе водного раствора этого вещества.

Формула вещества	Уравнение катодного процесса
А) HNO ₃	1) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$
Б) KOH	2) $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
В) BaCl ₂	3) $\text{K}^+ - \bar{e} \rightarrow \text{K}^0$
Г) AgNO ₃	4) $\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ba}^0$
	5) $\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$
	6) $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

10. Какие изделия, используемые в быту, на ваш взгляд, были изготовлены с применением гальванопластики и гальваностегии?
 11. Приведите примеры практического применения методов гальванотехники: гальванопластики и гальваностегии — в различных отраслях народного хозяйства.

Используйте дополнительную информацию

12. Подготовьте сообщение на тему «Возникновение и развитие алюминиевой промышленности».
 13. Охарактеризуйте интегрирующую роль алюминиевого производства в мировом экономическом процессе.

Практическая работа 1

РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ»

Вариант 1

1. Используя раствор серной кислоты и два соединения разных классов, получите сульфат меди(II) двумя реакциями обмена. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, отметьте признаки и условия их протекания. Обоснуйте, почему эти реакции относятся к окислительно-восстановительным.

2. Используя пероксид водорода и неорганический катализатор, получите кислород и докажете его наличие. Охарактеризуйте реакцию по всем классификационным признакам.

3. Исследуйте растворы хлорида и карбоната натрия, а также хлорида цинка с помощью индикаторной бумаги. Объясните результаты исследований, запишите уравнения химических процессов.

4. Предложите и экспериментально осуществите проект исследования зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ на основе реакции соляной кислоты с цинком. Запишите молекулярное и ионное уравнения реакции, отметьте признаки и условия её протекания. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

Вариант 2

1. Используя стальные канцелярские скрепки и два соединения разных классов, получите сульфат железа(II) двумя реакциями замещения. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, отметьте признаки и условия их протекания. Составьте электронные балансы, укажите окислитель и восстановитель.

2. Используя пероксид водорода и ферменты растительного происхождения, получите кислород и докажете его наличие. Охарактеризуйте реакцию по всем классификационным признакам.

3. Исследуйте растворы нитратов натрия и серебра, а также хлорида цинка с помощью индикаторной бумаги. Объясните результаты исследований, запишите уравнения химических процессов.

4. Предложите и экспериментально осуществите проект исследования зависимости скорости химической реакции от температуры на основе реакции оксида меди(II) с раствором серной кислоты. Запишите молекулярное и ионное уравнения реакции, отметьте признаки и условия её протекания. Обоснуйте, почему реакция относится к окислительно-восстановительным.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ II «ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ»

1. Химические реакции — это превращения одного или нескольких веществ в другие.

2. Химические реакции классифицируют по различным признакам: числу и составу реагентов и продуктов реакции (различают реакции разложения, соединения, замещения, обмена); изменению степеней окисления элементов, образующих реагенты и продукты реакции (окислительно-восстановительные и реакции без изменения степеней окисления); тепловому эффекту (экзо- и эндотермические); направлению (обратимые и необратимые); фазе (гомо- и гетерогенные); использованию катализатора (каталитические и некаталитические).

3. Скоростью химической реакции называется отношение изменения концентрации одного из участников реакции ко времени, за которое это изменение произошло.

4. Скорость химической реакции зависит от следующих факторов:

- природа (состав и строение) реагирующих веществ;
- температура;
- концентрация реагирующих веществ;
- площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ для гетерогенных процессов;
- использование катализатора.

5. Состояние химического равновесия — состояние химической обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакции равны.

6. Принцип Ле Шателье: если на обратимую реакцию, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать воздействие (изменять температуру, давление или концентрацию веществ), равновесие смещается в направлении, ослабляющем это воздействие.

7. Гидролиз — реакции обменного взаимодействия веществ с водой, приводящие к их разложению.

8. Различают необратимый и обратимый гидролиз. Обратимый гидролиз солей наблюдается в тех случаях, когда:

- соль образована сильным основанием и слабой кислотой (среда раствора щелочная);
- соль образована слабым основанием и сильной кислотой (среда раствора кислая).

9. Окислительно-восстановительные реакции — это единство двух противоположных процессов:

- окисление — отдача электронов атомами, ионами, веществами, которые называются восстановителями;
- восстановление — присоединение электронов атомами, ионами, веществами, которые называются окислителями.

10. Процесс разложения расплавов или растворов веществ постоянным электрическим током называется электролизом.

III

ВЕЩЕСТВА И ИХ СВОЙСТВА



§ 16. МЕТАЛЛЫ



Металлы, как и все химические элементы, имеют три формы существования: атомы, простые и сложные вещества. Из 118 элементов периодической системы к металлам относят 96. Металлы характеризуются общими свойствами. Каковы эти свойства?

Общие физические свойства металлов. Физические свойства металлов обусловлены металлической кристаллической решёткой и металлической химической связью.

Лабораторный эксперимент

Ознакомьтесь с коллекцией металлов и сплавов. Перечислите общие физические свойства металлов и распределите их в группы:

- по цвету (чёрные и цветные);
- по плотности (лёгкие и тяжёлые);
- по температуре плавления (легкоплавкие и тугоплавкие).

Напомним, что для металлов характерны металлический блеск, пластичность, высокая электро- и теплопроводность, рост электрического сопротивления при повышении температуры, а кроме того, такие практически значимые свойства, как ковкость, твёрдость, магнитные свойства.

Металлы — *твёрдые* при обычных условиях вещества (кроме ртути, которая становится твёрдой и ковкой при низких температурах).

Металлы *пластичны и тягучи*, кроме хрупких висмута и марганца. Из меди, алюминия, олова, а также золота изготавливают тончайшие листы — фольгу. Золотая фольга может иметь толщину около 100 нм! Такую фольгу используют для золочения предметов интерьера, стен и потолков, изделий из гипса, дерева, металла, стекла и пластика (рис. 62).

Все металлы имеют *металлический блеск*, большинство из них *серебристо-белого или серого цвета*. Из-за того, что стронций, золото и медь поглощают в большей степени близкие к фиолетовому цвету короткие волны и отражают длинные волны светового спектра, эти металлы окрашены в светло-жёлтый и медный цвет. Очень тонкие листки серебра и золота имеют совершенно необычный вид — они представляют собой голубовато-зелёную фольгу, а мелкие порошки металлов кажутся тёмно-серыми и даже чёрными. И только порошки магния и алюминия сохраняют серебристо-белый цвет.

В технике металлы принято классифицировать по различным физическим свойствам:

- плотности* — лёгкие ($\rho < 5,0 \text{ г/см}^3$) и тяжёлые ($\rho > 5,0 \text{ г/см}^3$);
- температуре плавления* — легкоплавкие ($t_{\text{пл}} < 1000 \text{ }^\circ\text{C}$) и тугоплавкие ($t_{\text{пл}} > 1000 \text{ }^\circ\text{C}$).

Металлы принято делить на *чёрные* (железо и его сплавы) и *цветные* (остальные металлы и сплавы). Соответственно называются и отрасли металлургической промышленности: *чёрная и цветная металлургия*.



Рис. 62. «...Театр уж полон, ложи блещут...» (Большой зал Мариинского театра в Санкт-Петербурге украшен позолотой)

Важнейшими продуктами цветной металлургии являются титан, вольфрам, молибден и другие металлы, которые могут использоваться в качестве специальных легирующих добавок для производства сверхтвёрдых, тугоплавких, устойчивых к коррозии сплавов, широко применяемых в машино- и станкостроении, в оборонно-космической отрасли.

Современные композиционные материалы, выполненные на основе керамики или полимеров, становятся сверхпрочными, если укреплены металлическими нитями из молибдена, вольфрама, титана, специальных сталей и т. д.

Химические свойства металлов. Во всех реакциях простые вещества — металлы проявляют только восстановительные свойства.

1. Металлы взаимодействуют с неметаллами, образуя бинарные соединения. По правилам ИЮПАК названия этих соединений образуются в соответствии со схемой:



Так, с очень активными неметаллами (галогенами, серой) металлы образуют соединения, которые можно рассматривать, как соли бескислородных кислот:



Если металл проявляет переменные степени окисления, подобная соль имеет состав, который зависит от окислительных свойств неметалла. Например, железо энергично взаимодействует с хлором, образуя хлорид железа(III) (рис. 63):



При взаимодействии железа с серой, окислительная способность которой ниже, чем у галогенов, продуктом реакции является сульфид железа(II) (рис. 64):



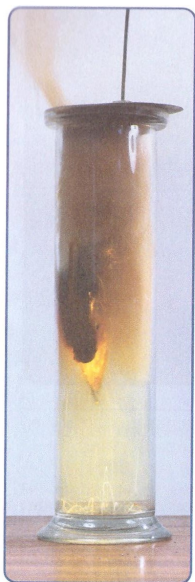


Рис. 63. Взаимодействие железа с хлором

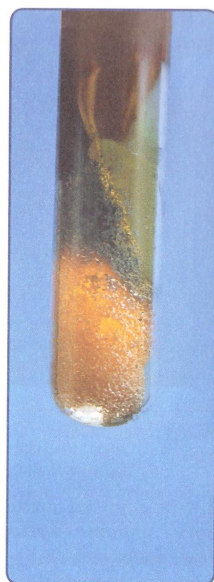
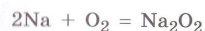
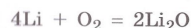
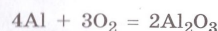
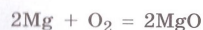


Рис. 64. Взаимодействие железа с серой

2. При взаимодействии металлов с кислородом образуются оксиды или пероксиды:

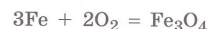


Оксиды в этом случае имеют основной или амфотерный характер:

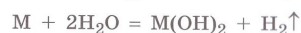
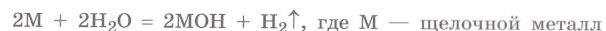


Две последние реакции сопровождаются выделением большого количества теплоты и очень ярким пламенем, поэтому применяются для изготовления сигнальных ракет, фейерверков, салютов (рис. 65) и других пиротехнических средств. Обращение с ними требует строгого соблюдения правил техники безопасности.

Продуктом горения железа в кислороде является смешанный оксид Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$):



3. Металлы — простые вещества, образованные элементами IА- и IIА-групп, в полном соответствии с названием этих групп *взаимодействуют с водой с образованием щелочи и водорода*. В общем виде эти реакции можно записать так:



где М — Mg или щёлочноземельный металл (рис. 66).

Для характеристики химических свойств металлов важное значение имеет их положение в электрохимическом ряду напряжений:

K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, (H₂), Cu, Hg, Ag, Au

Лабораторный эксперимент

Налейте в одну пробирку 3—4 мл соляной кислоты, в другую — такой же объём раствора сульфата меди(II). Затем опустите в каждую пробирку 1—2 гранулы цинка. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и охарактеризуйте окислительно-восстановительные реакции.



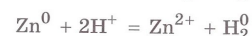
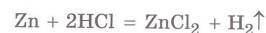
Рис. 65. Салют в Москве 9 мая 2015 г. в честь 70-летия Победы

Если вы повторите эксперимент с кусочками меди, признаков химической реакции вы не обнаружите. Сформулируем известные вам из курса основной школы два вывода:

— *взаимодействие металлов с растворами кислот* происходит, если металл находится в ряду напряжений левее водорода;

— *взаимодействие металлов с растворами солей* происходит, если металл находится в ряду напряжений левее металла соли.

Выполненная вами реакция цинка с соляной кислотой служит лабораторным способом получения водорода:



Аналогично протекает реакция металлов и с органическими кислотами:

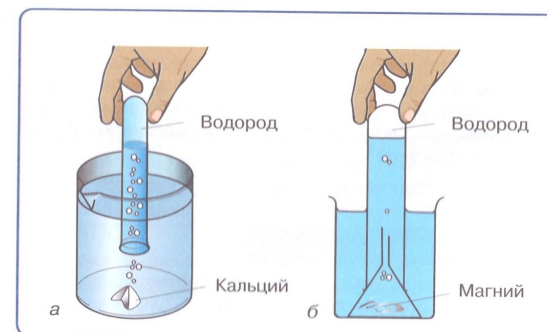
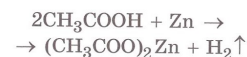


Рис. 66. Взаимодействие кальция (а) и магния (б) с водой

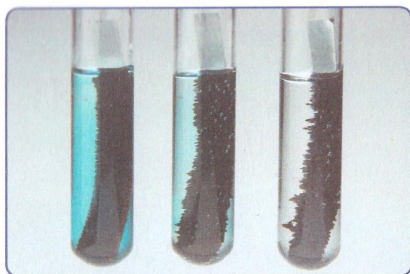


Рис. 67. Взаимодействие цинка с раствором сульфата меди(II)

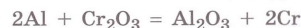
Реакция между цинком и раствором сульфата меди(II) протекает согласно уравнению (рис. 67):



Подчеркнём, что в этом случае металл может находиться в ряду напряжений и после водорода, но не после металла соли. Например, реакция замещения серебра медью:



В завершение рассмотрим ещё одно характерное не для всех металлов свойство, которое называется **металлотермия**. Такие активные металлы, как алюминий, кальций, магний, литий, способны взаимодействовать с оксидами других металлов. Для того чтобы началась такая реакция, смесь активного металла и оксида металла (её называют термитной) необходимо поджечь. После этого процесс сопровождается выделением большого количества теплоты и света (отсюда и название процесса). Металлотермию применяют для получения более ценных металлов:



Общие физические свойства металлов. Классификация металлов в технике. Общие химические свойства металлов. Условия взаимодействия металлов с растворами кислот и солей

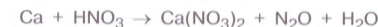
Проверьте свои знания

1. Какими особенностями характеризуется строение атомов и кристаллов металлов?
2. Где расположены металлы в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева?
3. Охарактеризуйте общие физические свойства металлов.
4. Предложите классификацию металлов в технике.
5. Перечислите общие химические свойства металлов.
6. Какие два свойства металлов определяются их положением в электрохимическом ряду напряжений?

Примените свои знания

7. Какой объём воздуха (н. у.) потребуется для сжигания 36 г магния, массовая доля которого в образце составляет 97,5 %? (Объёмная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.)
8. Можно ли получить водород при взаимодействии свинца с раствором серной кислоты? Ответ обоснуйте.

9. Запишите уравнения реакций меди с концентрированными серной и азотной кислотами. Расставьте коэффициенты с использованием метода электронного баланса.
10. Какой металл из перечисленных взаимодействует с азотом при обычных условиях: литий, натрий, магний или калий? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
11. Какой металл способен восстановить водород как из раствора кислоты, так и из раствора щёлочи: литий, кальций, магний, цинк? Ответ поясните. Напишите уравнения реакции. Разберите окислительно-восстановительный баланс.
12. Расставьте коэффициенты в схеме реакции, используя метод электронного баланса:



Какой ион проявляет в этой реакции окислительные свойства?

13. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- а) литий → оксид лития → гидроксид лития → нитрат лития;
- б) медь → оксид меди(II) → хлорид меди(II) → хлорид цинка → гидроксид цинка.

Используйте дополнительную информацию

14. Подготовьте сообщение об одном из драгоценных металлов.

§ 17. НЕМЕТАЛЛЫ

В § 16 дана характеристика общих свойств металлов на основе электрохимического ряда напряжений металлов. Можно ли охарактеризовать общие свойства неметаллов на основании ряда электроотрицательности?



Хотя неметаллов меньше, чем металлов, общие признаки у них выделить сложнее.

Физические свойства неметаллов. Среди неметаллов — простых веществ имеются газы (фтор, хлор, кислород, озон, азот, водород), жидкость (бром), твёрдые вещества (йод, кремний, сера и др.). Цвет у неметаллов — простых веществ, также различен: тёмно-серый, почти фиолетовый (йод), красный (фосфор), жёлтый (сера), жёлто-зелёный (хлор) и т. д. Разнообразны температуры кипения и плавления неметаллов — простых веществ, например, графит начинает плавиться при 3800 °C, а азот закипает при -195,8 °C.

Такие различия обусловлены двумя типами кристаллических решёток, характерных для простых веществ, образованных элементами-неметаллами.

Химические свойства неметаллов. Для неметаллов — простых веществ характерны как **окислительные свойства** (в реакциях с металлами и водородом), так и **восстановительные** (в реакциях с более электроотрицательными неметаллами и сложными веществами-окислителями).

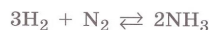
Мы подошли к рассмотрению особого ряда — ряда электроотрицательности:



Положение элементов — неметаллов в этом ряду не только определяется их электроотрицательностью, но и характеризует изменение окислительно-восстановительных свойств простых веществ, образованных ими.

1. *Взаимодействие неметаллов с металлами* было рассмотрено в предыдущем параграфе. Оно характеризует окислительные свойства неметаллов.

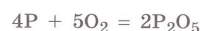
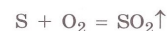
2. Неметаллы проявляют окислительные свойства по отношению к водороду или его соединениям, например, в реакциях, которые лежат в основе получения аммиака и соляной кислоты:



3. В реакциях с органическими соединениями неметаллы, образованные элементами с высокой электроотрицательностью, также проявляют окислительные свойства. Например:



4. В реакциях со фтором и кислородом неметаллы проявляют восстановительные свойства, например, в реакциях горения неметаллов, которые имеют практическое значение для получения кислот и других ценных химических продуктов:



Обратимся к эксперименту.

Лабораторный эксперимент

В плоскодонную колбу объёмом 100 мл налейте 10 мл 3 %-ного пероксида водорода и добавьте на кончике шпателя порошок оксида марганца(IV). Закройте колбу ватным тампоном. Что наблюдаете?

В ложечке для сжигания веществ подожгите небольшое количество порошка серы. Оцените характер пламени.

Внесите в колбу с кислородом ложечку с горящей серой. Как изменилось пламя? Почему? Составьте уравнения реакций и рассмотрите их с позиции окисления—восстановления.

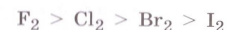
5. В реакциях со сложными веществами — сильными окислителями неметаллы проявляют восстановительные свойства.

Например, при зажигании спички происходит взаимодействие фосфора с бертолетовой солью:

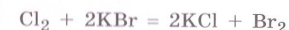


Характеризуя окислительно-восстановительные свойства неметаллов в зависимости от их положения в ряду электроотрицательности, следует помнить, что этот ряд описывает не свойства простых веществ, а свойства химических элементов, т. е. атомов неметаллов.

Сравнительную активность неметаллов — простых веществ иллюстрирует ряд активности галогенов:



Так, хлор вытесняет бром из растворов бромоводорода или бромида калия:



В свою очередь, бром способен вытеснять менее активный иод из растворов иодидов:



Подтвердим сказанное с помощью химического эксперимента.

Лабораторный эксперимент

Добавьте к 2 мл раствора бромида калия или натрия такой же объём хлорной воды. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции в молекулярном и ионном виде. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

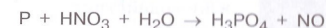
Ряд электроотрицательности. Неметаллы как окислители. Неметаллы как восстановители

Проверьте свои знания

1. Сравните металлы и неметаллы по строению атомов и простых веществ (кристаллические решётки и соответствующие физические свойства).
2. Сравните химические свойства металлов и неметаллов.
3. В чём сходство и различия ряда электроотрицательности и ряда напряжений металлов?

Примените свои знания

4. Запишите уравнение реакции красного фосфора с бертолетовой солью. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.
5. Составьте уравнение реакции фосфора с азотной кислотой, если схема реакции



Используйте дополнительную информацию

6. Аргументируйте причины двойственного положения водорода в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.
7. Подготовьте сообщение об одном из неметаллов-биогеов.

§ 18. НЕОРГАНИЧЕСКИЕ И ОРГАНИЧЕСКИЕ КИСЛОТЫ

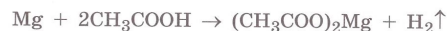


Вы заканчиваете среднюю школу и, следовательно, завершаете изучение курса химии. Вспомните, как развивались ваши представления о классе кислот, опираясь на химические теории.

Вспомним определение кислот в свете атомно-молекулярного учения.

Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способного замещаться на металл, и кислотного остатка.

Почему в определении есть уточнение: «способного замещаться на металл»? Зная состав органических кислот, нетрудно объяснить это уточнение. Например, уксусная кислота содержит только один такой атом, хотя в её составе четыре атома водорода:



Дадим определение кислотам в свете теории электролитической диссоциации.

Кислоты — это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка.

Обратимся к эксперименту.

Лабораторный эксперимент

Опустите стеклянную палочку на четверть в соляную кислоту. Вторую палочку опустите в раствор аммиака. Поднесите смоченные концы палочек близко друг к другу. Что наблюдаете? Можно ли говорить об ионном взаимодействии веществ в данном эксперименте?

Газообразные аммиак и хлороводород взаимодействуют друг с другом с образованием твёрдых микроскопических частиц хлорида аммония, воспринимаемых наблюдателем как частички дыма (рис. 68):



Рис. 68. Взаимодействие хлороводорода с аммиаком



Этот эксперимент плохо объясняется с точки зрения теории электролитической диссоциации. Аналогичное явление наблюдается и при взаимодействии аммиака с газообразным метиламином с образованием хлорида метиламмония:

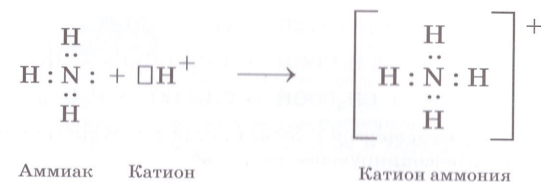


Мы подошли к рассмотрению кислот в свете протонной теории. Она получила такое название, поскольку, когда атом водорода теряет свой единственный электрон

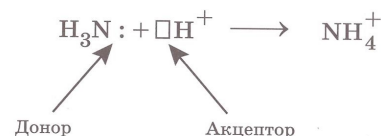
и превращается в катион водорода, остаётся ядро, состоящее из протона. Дадим определение кислотам с точки зрения протонной теории.

Кислоты — это доноры катионов водорода.

Вспомним донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи при формировании катиона аммония:



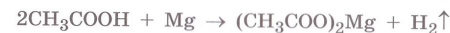
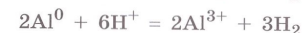
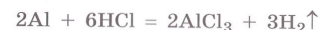
или



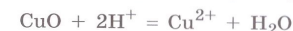
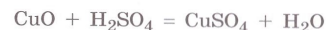
Какие общие свойства, обусловленные катионом водорода, характеризуют неорганические и органические кислоты?

Катионы водорода обуславливают изменение окраски индикаторов — фиолетового лакмуса и метилового оранжевого на красный, а также общие химические свойства кислот.

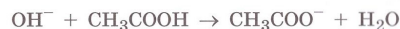
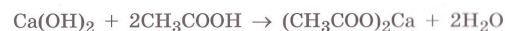
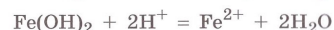
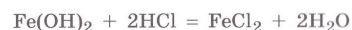
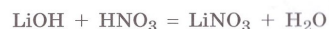
Химические свойства кислот. 1. *Органические и неорганические кислоты взаимодействуют с металлами при соблюдении определённых условий (вспомните их) с образованием соли и водорода:*



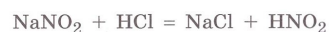
2. *Кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду:*



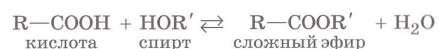
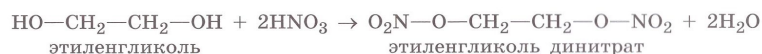
3. Кислоты взаимодействуют с основаниями, образуя соль и воду:



4. *Кислоты взаимодействуют с солями*, если в результате реакции образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество:



5. Вступая в реакции этерификации, кислоты образуют сложные эфиры:

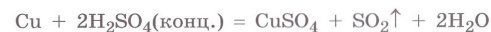


6. Окислительные свойства кислот проявляются следующим образом: катионы водорода являются окислителем *в реакциях кислот с металлами*, однако окислителями могут быть и анионы кислотного остатка.

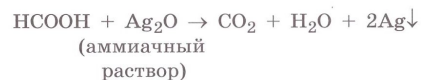
Например, нитрат-анион NO_3^- обладает сильными окислительными свойствами. Поэтому азотная кислота, несмотря на присутствие в растворе катионов водорода, совсем по-другому реагирует с металлами. Независимо от положения металла в электрохимическом ряду напряжений водород в таких реакциях не выделяется. Продуктами восстановления азотной кислоты могут быть оксиды азота, азот и даже аммиак (соли аммония):



Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами протекает с участием сульфат-аниона, и, как в случае с азотной кислотой, водород в таких реакциях не образуется:



Кислоты проявляют и восстановительные свойства. Например, муравьиная кислота, будучи веществом с двойственной природой — альдегидокислотой, даёт реакцию серебряного зеркала:



Кислоты в свете атомно-молекулярного учения. Кислоты в свете теории электролитической диссоциации. Кислоты в свете протонной теории. Общие химические свойства кислот

Проверьте свои знания

1. Дайте определения кислот в свете атомно-молекулярного учения и теории электролитической диссоциации.
2. Органические и неорганические кислоты классифицируют по различным признакам. Вспомните их и приведите примеры органических и неорганических кислот каждой группы.
3. Перечислите общие химические свойства кислот. Чем они обусловлены?
4. Охарактеризуйте окислительные свойства кислот, обусловленные их составом. Приведите примеры реакций. Составьте схемы электронного баланса.

Примените свои знания

5. В три пробирки, содержащие порошки магния, железа и серебра, добавили одинаковый объём соляной кислоты. В какой пробирке не будет наблюдаться выделение газа? В какой пробирке реакция станет протекать более бурно? Ответ обоснуйте. Напишите уравнения реакций.
 6. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих свойства кислот:
 - а) соляной;
 - б) муравьиной;
 - в) кремниевой;
 - г) азотной.
- Там, где это имеет место, рассмотрите процесс окисления—восстановления.
7. Определите массу 20 %-ного раствора серной кислоты, необходимой для нейтрализации 112 г 5 %-ного раствора гидроксида калия.
 8. Какой объём углекислого газа (н. у.) выделится при добавлении 10 г 6,5%-ного раствора азотной кислоты к 15 г 4%-ного раствора карбоната натрия?
 9. Вспомните из курса органической химии соединения с двойственной природой. Запишите их формулы и назовите функциональные группы.

Используйте дополнительную информацию

11. В публикациях СМИ, посвящённых косметологии, зачастую используется нехимический термин «фруктовые кислоты». Какие кислоты косметологи называют фруктовыми? Что общего в их строении? Какие свойства этих кислот обуславливают их применение в производстве косметики?

§ 19. НЕОРГАНИЧЕСКИЕ И ОРГАНИЧЕСКИЕ ОСНОВАНИЯ



Основания — химические антонимы кислот. Дайте определение оснований, их классификацию и рассмотрите свойства этого класса соединений.

Дадим определение оснований в свете атомно-молекулярного учения.

Основания — это сложные вещества, состоящие из ионов металла и гидроксид-анионов.

Общая формула оснований: $M(OH)_n$, где M — металл, n — число гидроксид-ионов, равное заряду иона металла.

Рассмотрим, как характеризуются основания в свете теории электролитической диссоциации.

Основания — это электролиты, диссоциирующие на катион металла и анионы гидроксогрупп. Однако это определение не охватывает многие вещества, проявляющие основные свойства: бескислородные основания, гетероциклические основания и др. Более широко трактует понятие оснований протонная теория Бренстеда—Лоури.

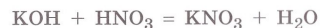
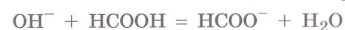
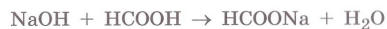
В курсе органической химии мы рассматривали класс соединений — амины как органические основания. Почему его относят к основаниям?

В протонной теории **основания** — это акцепторы катионов водорода. Аммиак и амины принимают катионы водорода по донорно-акцепторному механизму, и поэтому эти соединения относят к основаниям. Например, при растворении в воде аммиака и метиламина обнаруживаются с помощью индикатора гидроксид-анионы:



Следовательно, мы можем дать определение оснований в свете протонной теории.

Основания — это вещества, способные присоединять протоны (акцепторы протонов), т. е. отрывать их у других веществ, например у воды. Кстати, щёлочи соответствуют такому определению, так как они успешно отрывают протоны у кислот, образуя при этом воду:



Ионные уравнения показывают, что гидроксид-анионы забирают протон у кислоты.

Обратимся к эксперименту.

Лабораторный эксперимент

Соберите прибор для получения газов и проверьте его герметичность. В пробирку прибора поместите смесь соли хлорида аммония и щёлочи. Закройте пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки поднимите и наденьте на него пробирку. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и осторожно нагревайте содержимое на пламени спиртовки. Что ощущаете?

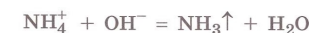
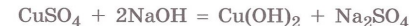
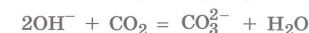
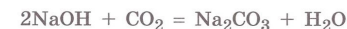
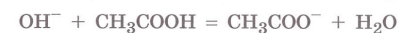
Через минуту снимите пробирку с аммиаком и, не переворачивая её, опустите отверстием в стакан с водой. Что наблюдаете?

Переверните пробирку с полученным раствором и добавьте в него несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдаете?

Химические свойства оснований. 1. *Бескислородные основания взаимодействуют с кислотами*, как вы могли убедиться, изучая предыдущий параграф.

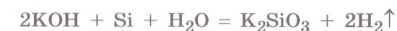
Наиболее характерные химические свойства щелочей и нерастворимых в воде оснований вам хорошо известны.

2. *Щёлочи взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями:*

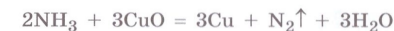


3. Подобно кислотам, основания могут проявлять окислительные и восстановительные свойства. Например, *при взаимодействии с металлами и основными оксидами:*

а) окислительные:

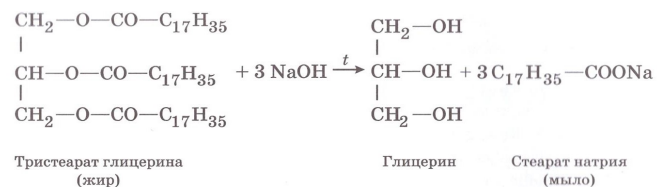


б) восстановительные:

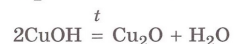
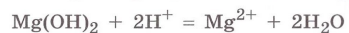
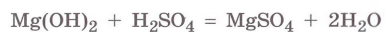


4. *Щёлочи взаимодействуют с органическими веществами: галогенпроизводными, фенолами, сложными эфирами и др.*





5. Нерастворимые основания взаимодействуют с кислотами и разлагаются при нагревании:



Выполним несложные опыты, характеризующие получение и свойства нерастворимых оснований.

Лабораторный эксперимент

В пробирку налейте 2–3 мл раствора сульфата меди(II) и 1 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете? К полученному осадку добавьте 2–3 мл раствора кислоты. Осторожно взболтайте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

Вновь получите осадок гидроксида меди(II). Закрепите пробирку в пробиркодержателе и осторожно нагревайте содержимое на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.



Основания в свете атомно-молекулярного учения. Основания в свете теории электролитической диссоциации. Основания в свете протонной теории. Общие химические свойства оснований

Проверьте свои знания

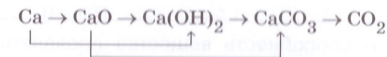
1. Какие вещества называют основаниями в свете атомно-молекулярного учения и теории электролитической диссоциации?
2. Какие признаки положены в основу классификации оснований? Приведите примеры каждой группы органических и неорганических оснований.
3. Перечислите общие химические свойства оснований. Чем они обусловлены?

Примените свои знания

4. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих свойства оснований:
 - а) гидроксида калия;
 - б) гидроксида бария;
 - в) аммиака.
5. Составьте электронный баланс для уравнения реакции аммиака с оксидом меди(II).

6. При повышенной кислотности желудка по рекомендации врача принимают препарат, содержащий гидроксиды алюминия и магния. На чём основано действие этого препарата, понижающего содержание кислоты в желудке? Напишите уравнения соответствующих реакций, зная, что желудочный сок содержит соляную кислоту.

7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



8. Найдите объём (н. у.) аммиака, полученного в результате реакции между 340 г гидроксида кальция, содержащего 20 % примесей, с необходимым количеством хлорида аммония.

9. Раствор аммиака используется в медицине под названием «нашатырный спирт». Почему этот препарат перестаёт оказывать действие, если его оставить в открытом флаконе на длительное время?

Используйте дополнительную информацию

10. Подготовьте сообщение о производстве и областях применения одной из щелочей. Аргументируйте выбор щёлочи.

§ 20. НЕОРГАНИЧЕСКИЕ И ОРГАНИЧЕСКИЕ АМФОТЕРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Кислоты и основания иллюстрируют философский закон единства и борьбы противоположностей. Являясь химическими антонимами, эти классы соединений ведут себя противоположно по отношению к протону: одни принимают его, другие отдают. Эти процессы взаимосвязаны. Существуют ли соединения, которые могут и отдавать, и принимать протоны?



Лабораторный эксперимент

Соблюдается ли математический закон о перемене мест слагаемых в химии?

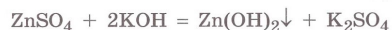
1. В пробирку налейте 2–3 мл раствора хлорида или сульфата цинка и добавьте 7–10 капель раствора щёлочи. Взболтайте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Добавьте в пробирку такой же объём раствора серной кислоты. Что наблюдаете?
2. В пробирку налейте 2–3 мл раствора щёлочи и добавьте 7–10 капель раствора хлорида или сульфата цинка. Взболтайте содержимое пробирки. Что наблюдаете?

В первом случае выпал белый студенистый осадок, который при взбалтывании содержимого пробирки не растворился. Во втором — осадок растворился, хотя реагенты не изменились. Почему?

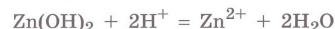
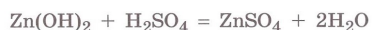
Оказывается, полученный гидроксид цинка проявляет в зависимости от второго компонента, как основные, так и кислотные свойства, т. е. является амфотерным соединением.

Амфотерность — это способность вещества проявлять свойства кислоты или основания в зависимости от природы второго реагента.

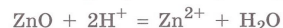
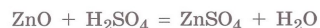
Полученный реакцией обмена гидроксид цинка проявляет амфотерные свойства, реагируя с избытком щелочи, образуя растворимую соль:



и с кислотой, также образуя растворимую соль:

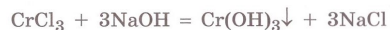


Соответствующий этому гидроксиду оксид цинка тоже реагирует и с кислотами, и со щелочами с образованием солей и воды:



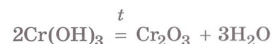
Амфотерный характер проявляют оксиды и гидроксиды алюминия (Al_2O_3 и Al(OH)_3), бериллия (BeO и Be(OH)_2), хрома (Cr_2O_3 и Cr(OH)_3) и некоторых других металлов со степенями окисления +2, +3 и +4.

Все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде. Их можно получить реакцией обмена между раствором соли металла и щёлочью, например:



Ещё раз обратим ваше внимание на порядок проведения эксперимента: щёлочь следует добавлять небольшими порциями, поскольку в избытке реагента образующийся осадок амфотерного гидроксида растворится.

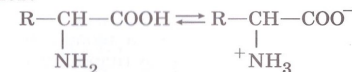
Как нерастворимые основания, амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются на оксид металла и воду:



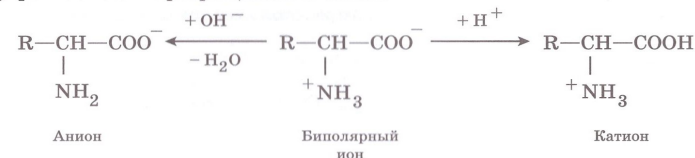
Применимо ли понятие «амфотерность» к органическим соединениям?

Очевидно, вы приведёте пример органических амфотерных соединений: это аминокислоты.

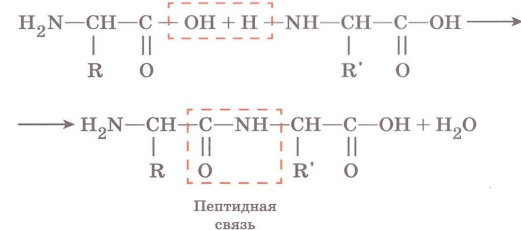
Аминокислоты сочетают свойства карбоновых кислот и аминов. Функциональные группы аминокислот имеют противоположные кислотно-основные свойства: кислотная карбоксильная группа ($-\text{COOH}$) способна отщеплять катион водорода, а основная аминогруппа ($-\text{NH}_2$) — присоединять. Эти два эффекта взаимно усиливают друг друга, в результате чего в водном растворе аминокислоты существуют в виде **биполярных ионов**:



При добавлении к раствору аминокислоты сильных кислот или оснований такая внутренняя соль превращается в катион или анион:



Аминокислоты способны реагировать друг с другом:



В результате этой реакции образуется органическое соединение, относящееся к классу пептидов.

Пептиды — это органические соединения, содержащие два или более остатка α -аминокислот, связанных между собой пептидной связью:



Пептиды служат предшественниками более сложных природных веществ — белков.

Амфотерные оксиды и гидроксиды. Получение и свойства амфотерных неорганических соединений. Аминокислоты — амфотерные органические соединения. Пептиды и пептидная связь

Проверьте свои знания

1. Какие оксиды и гидроксиды называются амфотерными? Почему их так называют?
2. Приведите примеры амфотерных оксидов и гидроксидов. Подтвердите амфотерные свойства одной из пар молекулярными и ионными уравнениями химических реакций.

3. Какие органические соединения имеют двойственный кислотно-основный характер? Какие функциональные группы его определяют?

Примените свои знания

4. Почему при добавлении нескольких капель раствора хлорида алюминия к избытку раствора гидроксида натрия не выпадает осадок гидроксида алюминия? Каким должен быть порядок добавления реагентов для получения $\text{Al}(\text{OH})_3$ из указанных реагентов? Запишите молекулярные и ионные уравнения химических реакций.
5. Простейшим представителем аминокислот является глицин $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$ (аминоуксусная кислота). Запишите уравнения реакций этой кислоты с хлороводородом и гидроксидом натрия.
6. Запишите уравнения реакций получения ди- и трипептидов из глицина.
7. Синтетическое волокно капрон может быть получено реакцией поликонденсации аминокaproновой кислоты $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$. Запишите уравнение реакции.

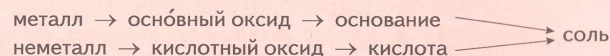
Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение об областях применения аминокислот.

§ 21. соли



Генетические ряды металла и неметалла завершает класс солей:



Соли — многочисленный класс соединений. Насколько это понятие применимо для органических соединений?

Лабораторный эксперимент

Соберите прибор для получения газов и проверьте его герметичность. В пробирку налейте 3–4 мл соляной кислоты и опустите в неё 2–3 небольших кусочка мрамора. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в другую пробирку объёмом 20 мл с 5–6 мл известковой воды. Пропускайте через известковую воду полученный оксид углерода(IV). Что наблюдаете? Продолжайте пропускать углекислый газ до растворения осадка. Объясните наблюдаемые явления. Полученную жёсткую воду разлейте в три пробирки. К содержимому первой пробирки добавьте немного раствора мыла, закройте её пробкой и сильно встряхните. Что наблюдаете? Почему? Вторую пробирку закрепите в пробиркодержателе и нагрейте до кипения. Прекратите нагревание и рассмотрите содержимое. Объясните наблюдаемое явление. В третью пробирку добавьте раствор стиральной соды. Что наблюдаете? Сделайте вывод о свойствах жёсткой воды и возможности её применения в технических и пищевых целях, а также о способах устранения жёсткости воды.

При выполнении этого эксперимента были исследованы свойства солей двух типов: средних и кислых.

К первым относятся карбонат кальция CaCO_3 (он составляет химическую основу мрамора), хлорид кальция CaCl_2 , карбонат натрия Na_2CO_3 (или стиральная сода) и стеарат натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ (мыло).

Напомним, что **мыла** — это натриевые и калиевые соли жирных кислот: RCOONa — твёрдое мыло, RCOOK — жидкое мыло.

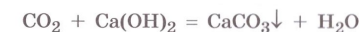
В эксперименте вы также получили и изучили свойства гидрокарбонатной соли кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Запишем уравнения проделанных реакций.

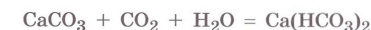
- 1) Получение углекислого газа:



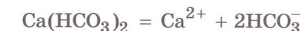
- 2) Взаимодействие углекислого газа с известковой водой с образованием нерастворимого карбоната кальция:



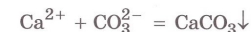
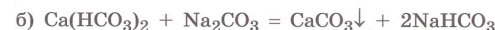
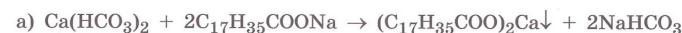
- 3) Превращение нерастворимого карбоната в растворимый гидрокарбонат:



- 4) Диссоциация растворимого гидрокарбоната кальция, обуславливающего жёсткость воды:



Вода называется **жёсткой**, если содержит катионы кальция, магния и железа. В жёсткой воде хуже мылится мыло, увеличивается расход стирального порошка, образуется накипь в системах отопления и горячего водоснабжения и т. д. Умягчение жёсткой воды проводят разными способами:



Различают **временную** (устраняется кипячением) и **постоянную** (устраняется добавкой соды и другими способами) **жёсткость воды**.

Эксперимент показал различия в свойствах средних и кислых солей: карбонат кальция нерастворим, а гидрокарбонат — растворим. Переход гидрокарбоната кальция в карбонат наблюдается и в природе: рост сталактитов и сталагмитов в пещерах (рис. 69).

В повседневной жизни различия свойств кислых и средних солей мы наблюдаем при использовании стиральной, или технической, соды Na_2CO_3 (умягчает воду)



Рис. 69. Сталактиты и сталагмиты

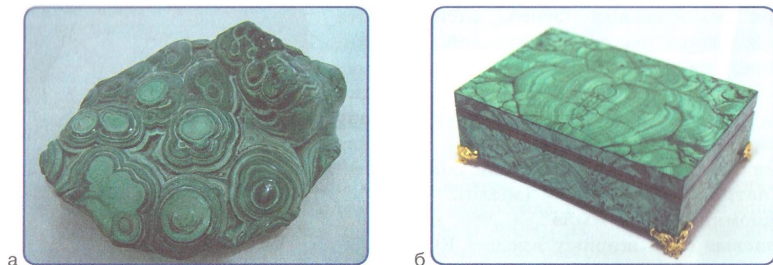


Рис. 70. Природный малахит (а) и малахитовая шкатулка (б)

и пищевой соды NaHCO_3 (применяется в хлебопечении, изготовлении шипучих напитков, для устранения изжоги).

Средняя, или нормальная, соль образуется в результате полного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металла.

Кислая соль образуется в результате неполного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металла.

Однако если в основании, содержащем две или более гидроксогруппы, заменить одну группу на кислотный остаток, получается соль. Такую соль относят к основным солям. Например, гидроксохлорид магния MgOHCl , гидроксобромид цинка ZnOHBr .

Основная соль образуется в результате неполного замещения анионов гидроксогруппы в основании на анионы кислотного остатка.

Самая известная основная соль — гидроксокарбонат меди(II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, или **малахит** (рис. 70).

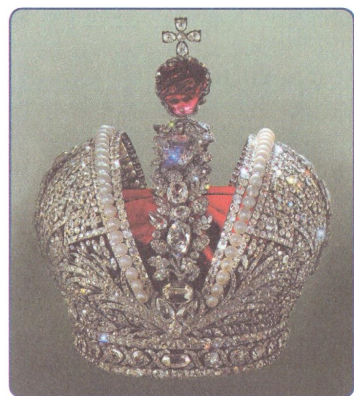


Рис. 71. Большая императорская корона Российской империи

Кислотные остатки солей образуют и амфотерные гидроксиды. Наиболее известная соль такого типа — знаменитая благородная шпинель, венчающая корону Российской империи (рис. 71). Химическую основу этого минерала составляет алюминат магния $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$, или MgAl_2O_4 .

Общие химические свойства солей. 1. Соли взаимодействуют с кислотами при соблюдении некоторых условий (каких?). Приведите примеры уравнений химических реакций.

2. Соли взаимодействуют со щелочами при соблюдении некоторых условий (каких?). Приведите примеры химических реакций.

3. Растворы солей взаимодействуют с металлами (вспомните электрохимический ряд напряжений металлов и сформулируйте условия протекания таких реакций). Приведите примеры химических реакций.

4. Соли взаимодействуют с другими солями в растворах при соблюдении ряда условий (каких?). Приведите примеры химических реакций.

5. Соли подвергаются гидролизу (вспомните три случая гидролиза солей). Приведите примеры соответствующих уравнений.

Соли. Классификация солей. Жёсткость воды и способы её устранения. Общие химические свойства солей

Проверьте свои знания

- Какие вещества называются солями? Как классифицируют соли? Дайте определения нормальным, кислым и основным солям, исходя из состава этих солей. Как диссоциируют разные группы солей? Запишите примеры уравнений диссоциации этих солей.
- Перечислите общие химические свойства солей. Ответ подтвердите молекулярными и ионными уравнениями реакций.
- Какая вода называется жёсткой? Как устраняют жёсткость воды? Почему для устранения жёсткости воды нельзя использовать пищевую соду?

Примените свои знания

- Установите соответствие между формулой соли и группой, к которой эта соль относится.

Формула соли	Группа
1) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	А) средние
2) $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$	Б) кислые
3) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	В) основные
4) $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$	Г) комплексные
5) CH_3COOK	
6) KH_2PO_4	

Назовите все соли. Для каждой соли приведите по одному уравнению реакции, в результате которой эта соль образуется.

- Сульфат меди(II) в присутствии воды реагирует с каждым из трёх веществ:

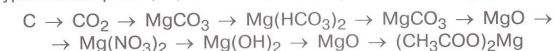
- аммиак, цинк, гидроксид натрия
- магний, оксид лития, гидроксид цинка
- карбонат натрия, железо, хлорид калия
- хлорид железа(III), хлорид стронция, серебро

Ответ проиллюстрируйте уравнениями реакций.

- Установите неизвестные вещества в цепочках превращений. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить переходы.

- $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Cu}$
- $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$
- $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

- Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения.



- Запишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций, с помощью которых можно определить качественный состав следующих солей: а) FeSO_4 ; б) BaCl_2 ; в) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

9. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно получить сульфат магния.

10. Какая масса гидрокарбоната натрия (рыхлитель теста) потребуется для получения 1,12 л газов (н. у.), включая пары воды.

11. Рассчитайте массу осадка, образующегося при взаимодействии 585 мг 20 %-ного раствора хлорида натрия с необходимым количеством нитрата серебра.

12. В раствор сульфата меди(II) опустили железную пластину. Через некоторое время масса пластины увеличилась на 1,2 г. Определите массу меди, выделившейся на пластине.

13. Даны вещества: CuCl_2 , MgSO_4 , NaCl , K_2CO_3 , соляная кислота. Используя воду и необходимые вещества из этого списка, предложите способ получения раствора хлорида магния в две стадии. Опишите признаки реакций. Для второй реакции напишите сокращённое ионное уравнение.

Используйте дополнительную информацию

14. На гербе одного из городов России изображён бык-солевоз. Что это за город? Укажите его географические координаты (широту и долготу), рассчитайте расстояние от него до вашего населённого пункта. С какими историческими событиями связана геральдика этого города?

15. Химический термин «соль» ассоциируется с солёным вкусом. Однако «солёных солей» совсем немного. Существуют ли сладкие, горькие, кислые соли? Приведите примеры таких солей (названия и химические формулы).

Выразите своё мнение

16. Исследуйте растворы кальцинированной (технической) и пищевой соды с помощью универсальной индикаторной бумаги. В каком из растворов среда более щелочная? Почему?

17. Как вы думаете, какой из классов неорганических соединений самый многочисленный: оксиды, основания, кислоты или соли? Попробуйте обосновать своё мнение.

Практическая работа 2

РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ВЕЩЕСТВА И ИХ СВОЙСТВА»

Вариант 1

1. Проведите реакции, характеризующие свойства раствора серной кислоты. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, отметьте признаки и условия их протекания. Обоснуйте, почему та или иная проведённая вами реакция относится к окислительно-восстановительным. Там, где это возможно, составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

2. Получите гидроксид меди(II) реакцией обмена и проведите эксперименты, характеризующие химические свойства этого соединения. Запишите молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций.

3. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав хлорида аммония, отметьте условия и признаки проведённых реакций. Запишите их молекулярные и ионные уравнения.

Вариант 2

1. Проведите реакции, характеризующие свойства раствора гидроксида натрия. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, отметьте признаки и условия их протекания. Обоснуйте, почему та или иная проведённая вами реакция относится к окислительно-восстановительным. Там, где это возможно, составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

2. Получите в двух пробирках гидроксид цинка реакцией обмена и проведите эксперименты, характеризующие химические свойства этого соединения. Запишите молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций.

3. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав хлорида бария, отметьте условия и признаки проведённых реакций. Запишите их молекулярные и ионные уравнения.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ III «ВЕЩЕСТВА И ИХ СВОЙСТВА»

1. По элементному составу вещества делят на простые и сложные.
2. Простые вещества делят на три класса: металлы, неметаллы и благородные газы.
3. Металлы взаимодействуют с неметаллами (в том числе и кислородом), растворами кислот и солей, оксидами металлов и проявляют только восстановительные свойства.
4. Неметаллы проявляют как окислительные свойства в реакциях с металлами и водородом, так и восстановительные в реакциях со сложными веществами и сильными окислителями (концентрированными серной и азотной кислотами, соединениями марганца, хлора, хрома в высоких степенях окисления).
5. Сложные неорганические вещества делят на следующие классы:
 - бинарные соединения, в том числе оксиды (кислотные, основные, амфотерные и несолеобразующие);
 - гидроксиды (основания, кислородсодержащие кислоты, амфотерные гидроксиды);
 - соли (средние, кислые, основные).
6. Органические соединения делят на углеводороды (предельные и непредельные) и их производные с функциональными группами (белки, аминокислоты, амины, сложные эфиры, карбоновые кислоты, спирты).
7. Органические и неорганические кислоты проявляют общие свойства: взаимодействуют с металлами, оксидами и гидроксидами металлов, солями и спиртами.
8. Органические и неорганические основания проявляют общие свойства: взаимодействуют с кислотами, образуя соли.
9. Амфотерные органические и неорганические соединения проявляют общие двойственные свойства: взаимодействуют с кислотами и основаниями с образованием солей.
10. Соли являются продуктами взаимодействия в первую очередь кислот и оснований.
11. Жёсткая вода содержит катионы кальция, магния и железа.
12. Различают временную (устраняется кипячением) и постоянную (устраняется, например, добавлением соды, но не кипячением) жёсткость воды.

IV

ХИМИЯ И СОВРЕМЕННОЕ ОБЩЕСТВО



§ 22. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕХНОЛОГИЯ. ПРОИЗВОДСТВО АММИАКА И МЕТАНОЛА



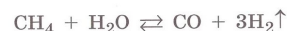
В справочниках для поступающих в вузы нередко встречаются названия учебных заведений, которые начинаются со слов «химико-технологический» или «технологический». Что представляет собой химическая технология?

Химическая технология — это наука о наиболее эффективных методах и средствах переработки сырья (природных ресурсов) для получения веществ и материалов, используемых в различных отраслях хозяйства.

Область изучения химической технологии охватывает нефтехимию, целлюлозно-бумажную и пищевую промышленность, производство стройматериалов, чёрную и цветную металлургию и многие другие отрасли.

В курсе химии средней школы вы познакомились с важнейшими химическими производствами: чугуна и стали, алюминия, серной и азотной кислот, аммиака, полимеров, метанола и др. Обобщим представления о химическом производстве на примерах получения аммиака и метанола, которые имеют много общего.

Оба производства используют в качестве сырья природный газ метан. Из него путём конверсии (превращения) получают водород:



Необходимый для производства аммиака азот получают фракционной перегонкой жидкого воздуха.

В основе синтеза аммиака лежит химическая реакция, уравнение которой вы хорошо знаете:



Проанализируйте это уравнение и дайте классификационную характеристику реакции: реакция соединения, окислительно-восстановительная, гомогенная, экзотермическая, обратимая, каталитическая.

Нетрудно убедиться, что эта характеристика справедлива и для реакции синтеза метанола, промышленная установка которого приведена на рисунке 72:



В производстве метанола используется цинк-хромовый катализатор $\text{ZnO}/\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{CrO}_3$.

Назовите условия смещения химического равновесия в сторону образования метанола и аммиака.



Таковыми условиями являются:

— увеличение концентрации исходных веществ и уменьшение концентрации продуктов, что достигается повышением давления (при этом аммиак и метанол превращаются в жидкость);

— понижение температуры, согласно принципу Ле Шателье, так как реакции экзотермические (при этом резко уменьшается скорость реакций, поэтому их проводят при оптимальных температурах: 450—500 °С для аммиака и 370—400 °С для метанола).

Рассмотрим схему установки по производству аммиака и метанола (рис. 73). Реагирующие смеси тщательно очищают и подают в турбокомпрессор, где азот с водородом сжимают до 25—60 МПа, а синтез-газ до 25—30 МПа, смешивают с циркуляционным газом и направляют в колонну синтеза.

Колонны синтеза имеют разную конструкцию. Рассмотрим колонну, совмещающую в одном корпусе катализаторную коробку и теплообменник (рис. 73, 3).



Рис. 72. Промышленная установка синтеза метанола

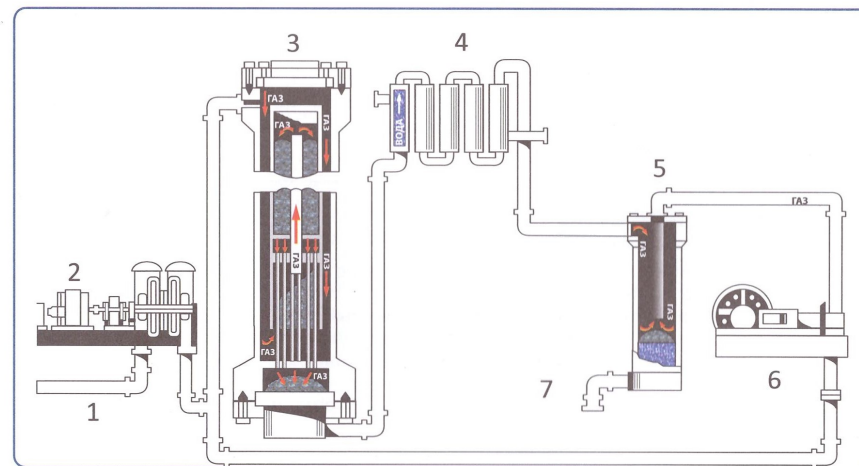


Рис. 73. Схема промышленной установки синтеза аммиака и метанола: 1 — исходная смесь газов; 2 — турбокомпрессор; 3 — колонна синтеза; 4 — холодильник; 5 — сепаратор; 6 — циркуляционный насос; 7 — продукт на склад

Исходную смесь газов сначала нагревают в *теплообменнике* за счёт движущихся противотоком выходящих газов. **Противоток** — движение веществ навстречу друг другу с целью создания наилучших условий для обмена энергией.

При всех указанных условиях проведения реакции равновесный выход продуктов составляет не более 20 %, поэтому синтез проводят по принципу **многократной циркуляции**, т. е. непрореагировавшую смесь газов много раз возвращают в производство после отделения полученных продуктов. Благодаря замкнутой схеме промышленный синтез аммиака и метанола полностью отвечает принципу **экологической целесообразности и безопасности** химического производства.

Современная технология сочетает достижения естественно-научных знаний физики, химии, биологии, экологии и др.

Инновационным направлением является **биотехнология**, т. е. использование живых организмов или клеточных структур для производства химических веществ.

В современной биотехнологии выделяют три направления: генная (или генетическая) инженерия, клеточная инженерия, биологическая инженерия.

В настоящее время бурно развивается новое направление химической технологии — **нанотехнология**. Её отличие от других технологических процессов состоит в производстве веществ и материалов с уникальными свойствами путём манипулирования атомами и молекулами. Это манипулирование осуществляется различными физико-химическими методами, например, порошковой технологией, физическим и химическим осаждением плёночных покрытий и др. Особую роль в нанотехнологии играют современные приборы, например сканирующие зондовые микроскопы.

XXI век обещает стать веком нанонауки и нанотехнологий. Лауреат Нобелевской премии по физике Ричард Фейнман ещё в 1959 г. утверждал, что проникновение в наномир — это бесконечный путь человечества, на котором оно практически не ограничено материалами, а следует лишь за собственным разумом.



Химическая технология. Химические процессы, лежащие в основе производства аммиака и метанола. Характеристика этих процессов. Общие научные принципы химического производства. Биотехнология. Нанотехнология

Проверьте свои знания

1. Что такое химическая технология? Какое значение для различных отраслей промышленности она имеет?
2. Обоснуйте в соответствии с принципом Ле Шателье смещение равновесия в реакциях синтеза аммиака и метанола в сторону образования продуктов реакции.
3. Сформулируйте научные принципы химического производства, используя текст параграфа.
4. Что такое биотехнология? Чем отличается биотехнология от химической технологии?

Примените свои знания

5. Какие признаки классификации химических реакций вы знаете? Охарактеризуйте признаки реакции синтеза аммиака и метанола. Сравните их между собой.

Используйте дополнительную информацию

6. Подготовьте сообщение о химико-технологических вузах вашего региона и столицы нашей Родины.
7. Подготовьте сообщение о биотехнологии и основных направлениях её развития, используя возможности Интернета.
8. Подготовьте сообщение о нанотехнологии и основных направлениях её развития, используя возможности Интернета.

§ 23. ХИМИЧЕСКАЯ ГРАМОТНОСТЬ КАК КОМПОНЕНТ ОБЩЕЙ КУЛЬТУРЫ ЧЕЛОВЕКА

«В человеке должно быть всё прекрасно: и лицо, и одежда, и душа, и мысли». Каждый культурный человек, несомненно, назовёт автора этого утверждения — А. П. Чехов. А как соотносится химическая область знаний с общей культурой человека?



Мы думаем и говорим на родном языке. Каждый человек должен правильно и грамотно выражать свои мысли. В средствах массовой информации мы сталкиваемся порой с неверными с точки зрения химии выражениями. Например, иногда встречаются такие высказывания: «Запах формальдегида очень похож на запах своего химического собрата — формалина». С точки зрения химии допущена серьёзная ошибка: формалин — это тот же формальдегид, растворённый в воде. Другой пример ошибочного утверждения: «Вода — две молекулы водорода и одна кислорода — всего-то...» Любый школьник укажет на химическую безграмотность автора этого высказывания, ведь молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. В одном из выступлений докладчик утверждал, что «производители алкогольной продукции должны указывать на каждой бутылке спиртного информацию о содержании вредных веществ», и приводил пример состава: «Этанол — 0,03 %, этиловый спирт — 40 % и так далее — вся таблица Менделеева». Докладчик сделал грубую ошибку: этанол и этиловый спирт — это разные названия одного и того же химического вещества, а таблица Менделеева содержит сведения не о веществах, а о химических элементах.

Часто с целью продвижения товара рекламодатели применяют безграмотные утверждения. Приведите примеры такой рекламы.

Напротив, в письменной и устной речи химическая терминология, использованная грамотно и правильно, нередко усиливает эмоциональную окраску утверждения. Например, «катализатором политического процесса явилось событие...», «конверсия военной промышленности», «живительный кислород позитивных изменений» и др.

Любому потребителю необходимо уметь читать информацию, которую несёт маркировка товаров, помогающая правильно выбрать товар.

Российские производители используют как европейские стандарты маркировки, так и отечественные. Сведения об информации, которую несёт маркировка промышленных и продовольственных товаров и материалов, помещены на сайте <http://www.greenpeace.org/russia/ru/campaigns/ecodom/labels/>

Приведём примеры такой информации для разных видов маркировки, чтобы вы могли свободно ориентироваться в ней и выбирать продукцию, безопасную для себя и окружающей среды.

Маркировка упаковочных материалов



С 1990 г. на упаковочных материалах ставится знак «зелёная точка», который показывает, что компания-производитель даёт гарантию приёма и вторичной переработки маркированного упаковочного материала. Данная маркировка упаковочных материалов используется в Германии, Франции, Бельгии, Ирландии, Люксембурге, Австрии, Испании, Португалии и других странах.



Треугольник из трёх стрелок — «Петля (лента) Мёбиуса» означает, что материал, из которого изготовлена упаковка, может быть переработан или что упаковка частично либо полностью изготовлена из вторичного сырья.

Знак перерабатываемого пластика ставится на всех видах полимерных упаковок. Пластиковая упаковка подразделяется на семь видов пластмасс, для каждого из них существует свой цифровой символ, который производители указывают для информирования о типе материала, возможностях его переработки и для упрощения процедуры сортировки перед отправкой пластмассы на переработку и вторичное использование. Цифра, обозначающая тип пластмассы, расположена внутри треугольника. Под треугольником — буквенная аббревиатура, обозначающая тип пластика.



Знак соответствует полиэтилентерефталату, который применяется для изготовления бутылок и банок под соки и воду. Этот пластик может быть использован вторично.



Знак соответствует полипропилену, который является безопасным материалом для изготовления многочисленной тары под пищевые продукты, а также труб и деталей технической аппаратуры. Хорошо поддаётся переработке и вторичному использованию.

Приведём пример маркировки электроники, который необходимо знать любому современному человеку.



Знак «Перечёркнутый контейнер» на электронной технике и элементах питания говорит о том, что выбрасывать этот предмет в мусорный контейнер нельзя. Электронные отходы очень опасны для здоровья и загрязняют окружающую среду. Этот знак сейчас ставят не только на электронную технику, но и на другие виды товаров, которые нельзя выбрасывать вместе с обычным мусором.

Маркировка продуктов питания

Любой покупатель продовольственного супермаркета должен обращать внимание на упаковку пищевых продуктов, чтобы узнать, какие пищевые добавки содержат продукты. Такие добавки способствуют сохранности продукта (консерванты), придают ему аромат (ароматизаторы), нужную окраску (красители) и т. д. Некоторые добавки вырабатываются из овощей и фруктов, сахара, уксуса и спирта. Многие пищевые добавки являются синтетическими. Их маркируют буквой Е с трёхзначной цифрой. Нужно знать, какую информацию несёт маркировка-индекс.

- E100—E182 — красители.
- E200—E299 — консерванты. Такие вещества, как соль, сахар, уксус, в эту группу не входят, информацию о них записывают отдельно.
- E300—E399 — вещества, замедляющие процессы брожения и окисления в продуктах питания (например, прогоркание сливочного масла).
- E400—E499 — стабилизаторы. Эти добавки обеспечивают длительное хранение продуктов питания и консистенцию, присущую каждому из них (например, мармелад, желе, йогурт, пастила и др).
- E500—E599 — эмульгаторы. Эти вещества позволяют сохранять равномерность распределения дисперсной фазы в среде, поддерживая, например, такие эмульсии, как нектары, растительные масла и другие в однородной системе, препятствуют образованию осадка в них.
- E600—E699 — пищевые ароматизаторы, т. е. соединения, усиливающие вкус и запах напитков, конфет, соков и др.
- E900—E999 — это разнообразные по действию пищевые добавки. Среди них можно выделить основные группы:

— пеногасители или антивспенивающие агенты, которые препятствуют образованию пены в пищевом производстве, особенно производстве фастфуда. Такие вещества, например, добавляют в растительное масло при приготовлении куриных наггетсов;

— антислеживатели, которые препятствуют слеживанию и комкованию порошкообразных или гранулированных продуктов, например муки, поваренной соли, лимонной кислоты, сухого молока, сахарного песка;

— глазирующие агенты, которые придают блеск пищевым продуктам и выполняют защитную функцию. Например, пчелиным воском (E901) покрывают плоды цитрусовых, груши, яблоки и др., чтобы сохранить от гниения, или некоторые виды сыров для предотвращения высыхания.

Каждая страна мира имеет свои стандарты содержания пищевых добавок в продуктах питания, особенно добавок, которые могут нанести вред здоровью. Федеральная служба по надзору в сфере защиты прав потребителей и благополучия человека и Общество защиты прав потребителей не рекомендуют употреблять продукты питания со следующими маркировками:

- E131, E141, E215—E218, E230—E232, E239 — аллергены (провоцируют аллергию);

- E121, E123 — способны вызывать желудочно-кишечные расстройства, а в больших дозах пищевые отравления;
- E211, E240, E330, E442 содержат канцерогены, т. е. могут провоцировать образование злокачественных опухолей.

Маркировка этикеток по уходу за одеждой

На каждой вещи, будь то рубашка, пальто, костюм или плащ, имеются этикетки с символами. Они обозначают, как стирать, гладить или сушить изделие, какие



Рис. 74. Международные символы по уходу за текстильными изделиями

моющие средства можно использовать для стирки, а какие нельзя. Эта информация весьма полезна (рис. 74). Первые две строки (8 символов) содержат указание о режиме стирки. В следующих двух строках 7 символов указывают на способы чистки вещей, а последний символ четвёртой строки предупреждает, что вещь можно сушить только на вешалке. И наконец, символы пятой строки указывают на температурный режим глажения.

Химическая грамотность помогает человеку сделать правильный выбор материалов, продуктов питания, одежды, бытовой техники, лекарств, косметики и рационально их использовать.

Маркировка упаковочных материалов. Маркировка электроники. Маркировка продуктов питания. Маркировка этикеток по уходу за одеждой

Проверьте свои знания

1. Что обозначают символы на этикетках одежды? Важно ли учитывать эту информацию при уходе за одеждой?
2. Что означают маркировки товаров «Зелёная точка» и «Петля Мёбиуса»? Сфотографируйте такие знаки на упаковках реальной продукции и обоснуйте уместность их использования.

Примените свои знания

3. Русский язык и химический язык взаимно дополняют и обогащают друг друга. Подтвердите этот тезис примерами.
4. Как вы понимаете высказывание А. П. Чехова, приведённое в начале параграфа?
5. Хемофилия — любовь к химии, хемофобия — ужас перед ней. Подготовьте сообщение, в котором выразите своё отношение к этим двум противоположным понятиям.

Используйте дополнительную информацию

6. Подготовьте презентацию о косметических средствах и их применении.
7. Подготовьте презентацию о средствах гигиены и их применении.
8. Изучите различную упаковку пищевых продуктов и укажите, какие пищевые добавки в них использованы.
9. Какая информация должна быть указана на кузове грузовых автомобилей, перевозящих химические вещества?

Выразите своё мнение

10. Как вы думаете, можно ли полностью запретить использование пищевых добавок в производстве продуктов питания? Обоснуйте своё мнение.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ IV «ХИМИЯ И СОВРЕМЕННОЕ ОБЩЕСТВО»

1. Химическая технология — это наука о наиболее эффективных методах и средствах переработки сырья (природных ресурсов) для получения веществ и материалов, используемых в различных отраслях хозяйства.

2. Общие научные принципы химического производства:

— выбор оптимальных условий (температура, давление, катализатор);

— принцип противотока;

— принцип теплообмена;

— принцип циркуляции;

— принцип экологической целесообразности и безопасности.

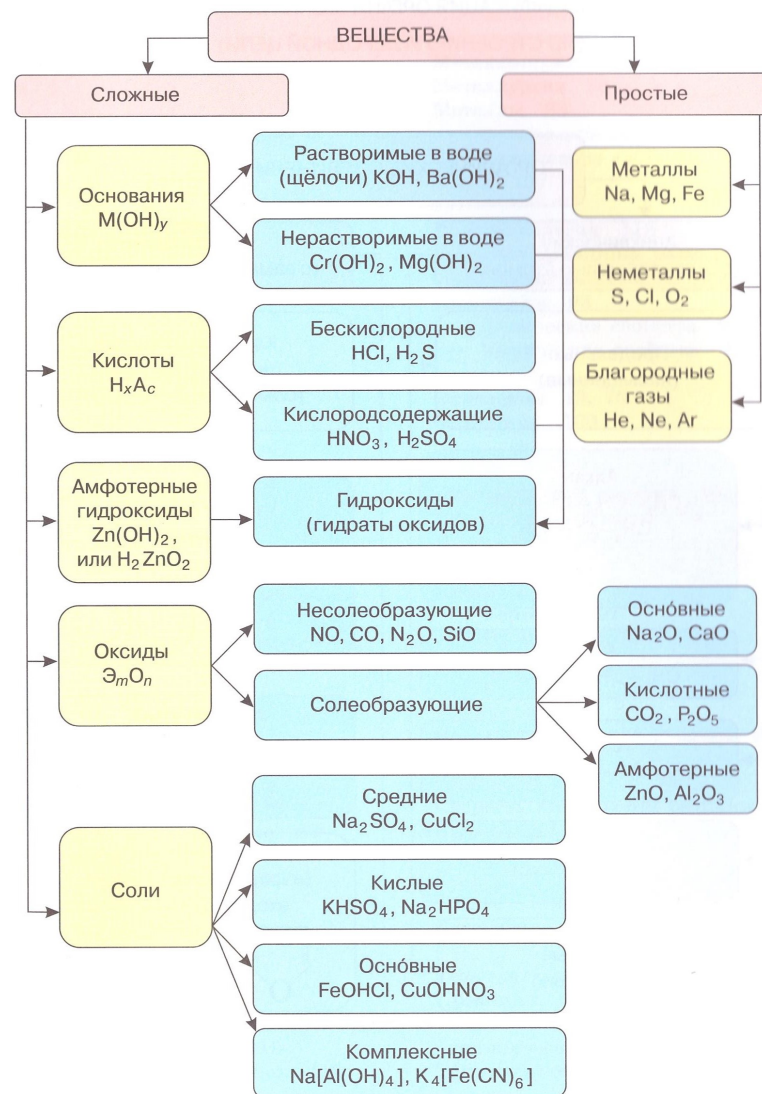
3. Биотехнология — наука об использовании живых организмов или клеточных структур для производства химических веществ.

4. Нанотехнология — наука о получении веществ и материалов с заданной атомной структурой при помощи различных физико-химических методов и современной техники, например сканирующих зондовых микроскопов.

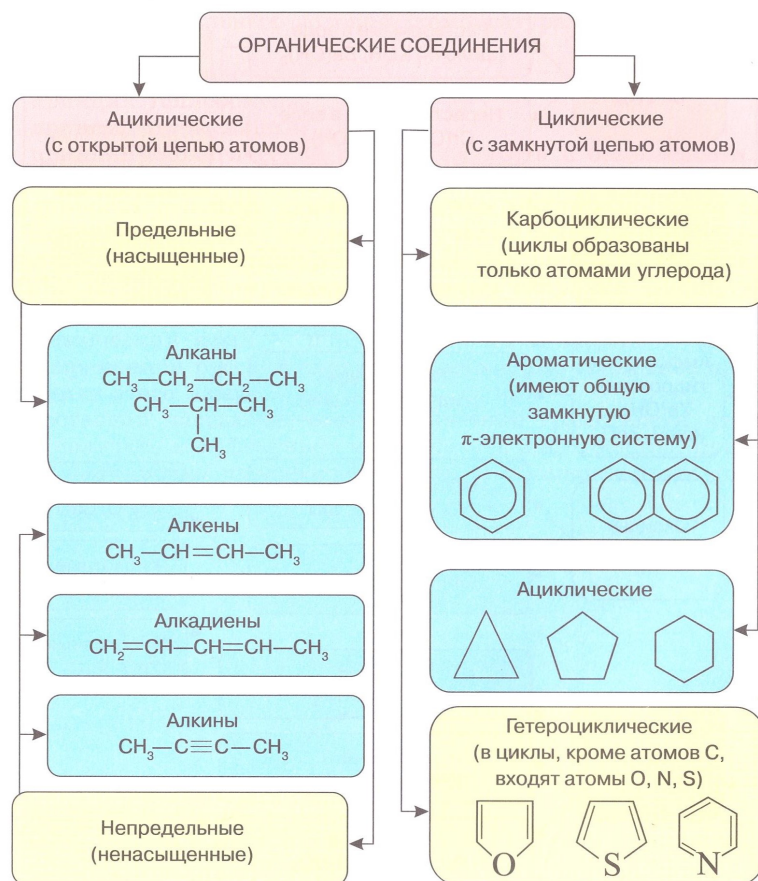
5. Химический язык — понятия, законы и теории — составная часть современной русской лексики. Необходимо грамотное и точное применение этого языка.

6. Составной частью бытовой химической грамотности является умение получать и эффективно использовать информацию, приведённую на маркировке продовольственных и промышленных товаров, средств бытовой химии и техники.

КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ
(ПО СТРОЕНИЮ УГЛЕРОДНОЙ ЦЕПИ)



ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

- Адроны 8
Аллотропия 52
Амфотерность 104
Анионы 19
Атом 6
- Большой адронный коллайдер 8
Бронза 33
- Волокна 40
— животные 42
— природные 40
— химические 40
Восстановление 19, 76
- Гальванопластика 83
Гальваностегия 83
Гель 48
Гидролиз 70
- Диполь 25
Дюралюмин (дюраль) 33
- Жёсткость воды 107
- Закон действующих масс 63
Золь 47
- Изотопы 6
- Катализ 64
Катализатор 64
Катионы 19
Кислоты 96
Коагуляций 47
Константа скорости реакции 63
Концентрация 60
Кристаллическая решётка
— атомная 26
— ионная 20
— металлическая 29
— молекулярная 26
- Маркировка
— продуктов питания 119
— упаковочных материалов 118
- этикеток по уходу за одеждой 121
Массовое число 6
Металлотермия 92
Металлургия 88
Металлы 88
— физические свойства 30, 88
— химические свойства 89
Мыла 107
- Нанотехнология 116
Научные принципы химического производства 115
Неметаллы 93
— физические свойства 93
— химические свойства 93
- Окисление 19, 76
Основания 100
- Пептиды 105
Периодическая система 10
Периодический закон 14
Пластмассы 38
Полимеры 38
Правило
— Бертолле 57
— Вант-Гоффа 61
— Ле Шателье 68
- Рафинирование 83
Ряд электроотрицательности 95
- Синерезис 48
Скорость химической реакции 60
Сплавы 32
Соли 108
Сталь 32
Степень окисления 75
Суспензия 46
- Температурный коэффициент реакции 62
Теория химического строения органических соединений 16
Тепловой эффект реакции 58

Ферменты (энзимы) 64

Химическая связь

- водородная 34
- ионная 19
- ковалентная (атомная) 23
- металлическая 29
- пептидная 105

Химическая технология 114

Химические реакции 52

- замещения 56
- изомеризации 52
- необратимые 66
- обмена 57
- обратимые 67
- окислительно-восстановитель-
ные 75
- поликонденсации 39
- полимеризации 39
- разложения 55

- соединения 54
 - экзотермические 58
 - эндотермические 58
 - этерификации 66
- Химическое равновесие 67

Чугун 32

Электролиз 79

Электронная конфигурация
атома 12

Электронная орбиталь 11

Электронная плотность 23

Электронные семейства
химических элементов 12

Электронный баланс 77

Электронный газ 29

Электроотрицательность 24

Эмульсия 45

Энергетический уровень 11

ОТВЕТЫ К РАСЧЁТНЫМ ЗАДАЧАМ

Глава I

§ 6. 7. $n(\text{Ni}) = 8,476$ кмоль; $n(\text{Cu}) = 31,25$ кмоль.

Глава II

§ 10. 6. $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 56,6$ кДж. 7. $Q = 326,25$ кДж.

§ 11. 3. в 8 раз.

Глава III

§ 16. 7. $V(\text{воздуха}) = 78$ л.

§ 18. 7. $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,5$ г. 8. $V(\text{CO}_2) = 112$ мл.

§ 19. 8. $V(\text{NH}_3) = 164,7$ л.

§ 21. 10. $m(\text{NaHCO}_3) = 8,4$ г. 11. $m(\text{AgCl}) = 287$ мг. 12. $m(\text{Cu}) = 9,6$ г.

Оглавление

Предисловие	3
Глава I. Строение веществ	5
§ 1. Основные сведения о строении атома	6
§ 2. Периодическая система химических элементов и учение о строении атома	10
§ 3. Становление и развитие периодического закона и теории химического строения	14
§ 4. Ионная химическая связь и ионные кристаллические решётки	19
§ 5. Ковалентная химическая связь	22
§ 6. Металлическая химическая связь	28
§ 7. Водородная химическая связь	34
§ 8. Полимеры	38
§ 9. Дисперсные системы	44
Выводы к главе I	50
Глава II. Химические реакции	51
§ 10. Классификация химических реакций	52
§ 11. Скорость химических реакций	60
§ 12. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и способы его смещения	66
§ 13. Гидролиз	70
§ 14. Окислительно-восстановительные реакции	75
§ 15. Электролиз расплавов и растворов. Практическое применение электролиза	79
Практическая работа 1. Решение экспериментальных задач по теме «Химическая реакция»	85
Выводы к главе II	86
Глава III. Вещества и их свойства	87
§ 16. Металлы	88
§ 17. Неметаллы	93
§ 18. Неорганические и органические кислоты	96
§ 19. Неорганические и органические основания	100
§ 20. Неорганические и органические амфотерные соединения	103
§ 21. Соли	106
Практическая работа 2. Решение экспериментальных задач по теме «Вещества и их свойства»	111
Выводы к главе III	112
Глава IV. Химия и современное общество	113
§ 22. Химическая технология. Производство аммиака и метанола	114
§ 23. Химическая грамотность как компонент общей культуры человека ...	117
Выводы к главе IV	122
Классификация неорганических веществ	123
Классификация органических веществ (по строению углеродной цепи)	124
Предметный указатель	125
Ответы к расчётным задачам	126



Учебное издание

Габриелян Олег Сергеевич
Остроумов Игорь Геннадьевич
Сладков Сергей Анатольевич

Химия
11 класс

Учебник для общеобразовательных организаций

Базовый уровень

Редакция химии
Руководитель проекта *С. А. Сладков*
Заведующий редакцией химии *Е. Г. Локотко*
Ответственный за выпуск *Т. Ю. Фролова*
Редакторы *Л. Н. Коробкова, Т. Ю. Фролова*
Художественный редактор *О. П. Богомолова*
Технический редактор *Н. Н. Вазанова*
Компьютерная вёрстка *В. И. Савельева*
Художественное оформление и макет *О. Г. Ивановой*
Дизайн обложки *А. И. Савченко*
Корректор *И. И. Бутенко*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000.

Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 04.08.2021.

Формат 84×108 1/16. Бумага офсетная. Гарнитура SchoolBook. Печать офсетная.

Уч.-изд. л. 9,62. Доп. тираж 10 000 экз. Заказ № 69709СМ.

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».

Российская Федерация, 127473, г. Москва, ул. Краснопролетарская, д. 16, стр. 3, этаж 4, помещение I.

Адрес электронной почты «Горячей линии» — vopros@prosv.ru.

Отпечатано в филиале «Смоленский полиграфический комбинат»

АО «Издательство «Высшая школа».

Российская Федерация, 214020, Смоленск, ул. Смольянинова, 1

Тел.: +7 (4812) 31-11-96. Факс: +7 (4812) 31-31-70

E-mail: spk@smolpk.ru <http://www.smolpk.ru>

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ

Ионы	H ⁺ водорода	Ag ⁺ серебра	Al ³⁺ алюминия	Ba ²⁺ бария	Ca ²⁺ кальция	Co ²⁺ кобальта	Cu ²⁺ меди	Cr ³⁺ хрома	Fe ²⁺ железа	Fe ³⁺ железа	K ⁺ калия	Li ⁺ лития	Mg ²⁺ магния	Mn ²⁺ марганца	NH ₄ ⁺ аммония	Ni ²⁺ никеля	Pb ²⁺ свинца	Sn ²⁺ олова	Sr ²⁺ стронция	Zn ²⁺ цинка
Br ⁻ бромид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻ ацетат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻ карбонат	Р	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Р	Н	Н
Cl ⁻ хлорид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
F ⁻ фторид	Р	Н	М	М	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	М	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
I ⁻ йодид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р
NO ₂ ⁻ нитрит	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻ нитрат	Р	М	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
OH ⁻ гидроксид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻ фосфат	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S ²⁻ сульфид	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₃ ²⁻ сульфит	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻ сульфат	Р	М	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

П: растворим; Н: не растворим; М: малорастворим; Р: растворим в горячей воде; Н: не растворим в горячей воде.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Восстановительная способность	Окислительная способность
Li ⁺	Li
K ⁺	K
Ba ²⁺	Ba
Ca ²⁺	Ca
Na ⁺	Na
La ³⁺	La
Mg ²⁺	Mg
Al ³⁺	Al
Mn ²⁺	Mn
Zn ²⁺	Zn
Cr ³⁺	Cr
Fe ²⁺	Fe
Cd ²⁺	Cd
Ni ²⁺	Ni
Sn ²⁺	Sn
Pb ²⁺	Pb
H ⁺	H ₂
Cu ²⁺	Cu
Hg ²⁺	Hg
Ag ⁺	Ag
Au ³⁺	Au

Восстановительная способность: Li⁺ < K⁺ < Ba²⁺ < Ca²⁺ < Na⁺ < La³⁺ < Mg²⁺ < Al³⁺ < Mn²⁺ < Zn²⁺ < Cr³⁺ < Fe²⁺ < Cd²⁺ < Ni²⁺ < Sn²⁺ < Pb²⁺ < H⁺ < Cu²⁺ < Hg²⁺ < Ag⁺ < Au³⁺

Окислительная способность: Li⁺ < K⁺ < Ba²⁺ < Ca²⁺ < Na⁺ < La³⁺ < Mg²⁺ < Al³⁺ < Mn²⁺ < Zn²⁺ < Cr³⁺ < Fe²⁺ < Cd²⁺ < Ni²⁺ < Sn²⁺ < Pb²⁺ < H⁺ < Cu²⁺ < Hg²⁺ < Ag⁺ < Au³⁺