

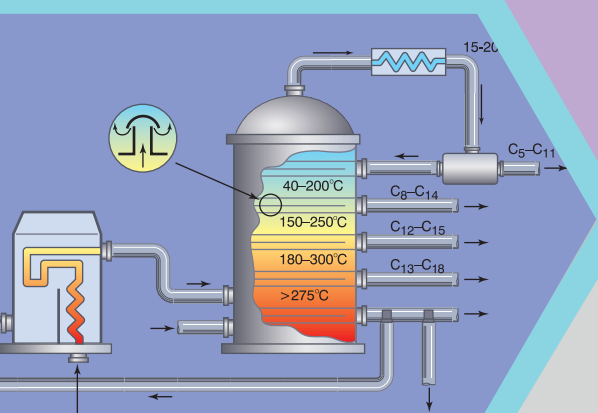
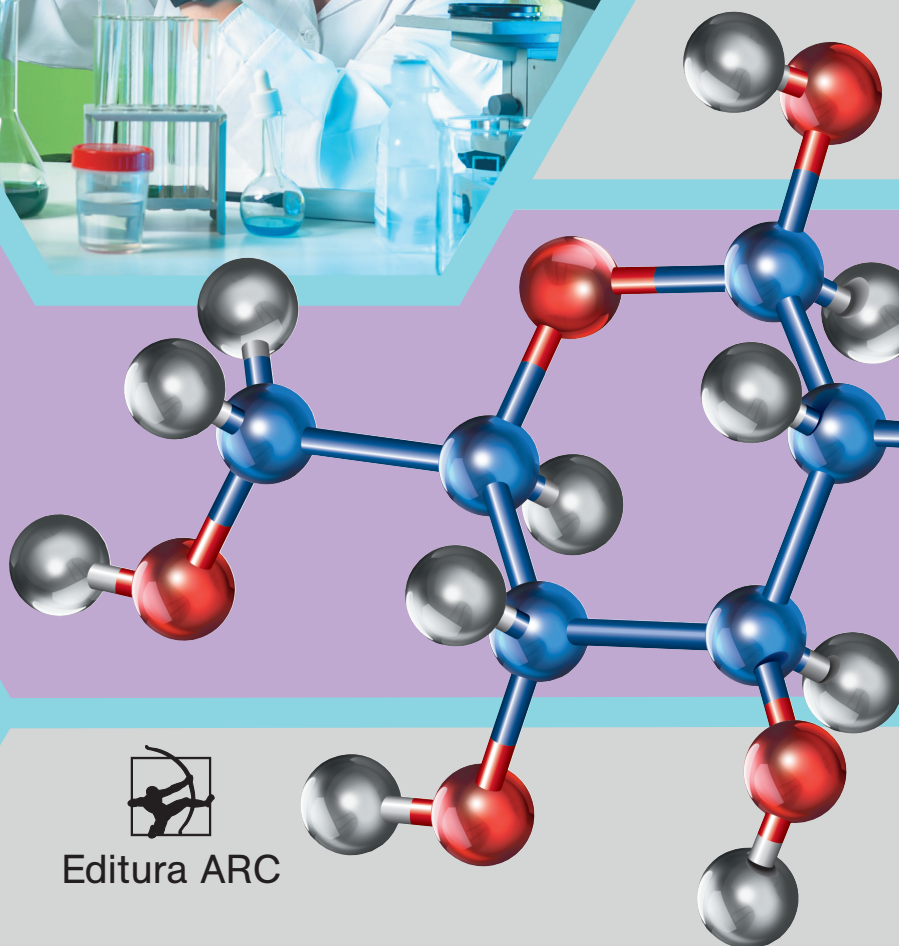


MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII AL REPUBLICII MOLDOVA

Галина Драгалина • Надежда Велишко • Петру Булмага

ХИМИЯ

Учебник
для 12-го
класса



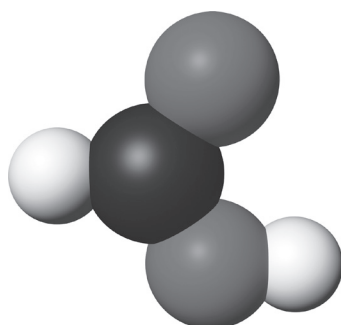
Editura ARC

MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII AL REPUBLICII MOLDOVA

Галина Драгалина • Надежда Велишко • Петру Булмага

ХИМИЯ

Учебник для **12**-го класса



Editura ARC

Acest manual este proprietate publică, editat din sursele financiare ale Fondului special pentru manuale.
Manualul școlar a fost elaborat în conformitate cu prevederile Curriculumului la disciplină, aprobat prin ordinul Ministerului Educației, Culturii și Cercetării nr. 906 din 17 iulie 2019.
Manualul a fost aprobat prin ordinul ministrului educației și cercetării nr. 481 din 12 aprilie 2024 ca urmare a evaluării calității metodicо-științifice.

(Denumirea instituției de învățământ)

Evidența utilizării manualului:

Anul de folosire	Numele, prenumele elevului	Anul de studii	Aspectul manualului	
			La primire	La returnare

- Dirigințele clasei verifică dacă numele, prenumele elevului/elevei sunt scrise corect.
- Elevii nu vor face niciun fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia de către dirigințe cu unul dintre următoarele calificative: *nou, bun, satisfăcător, nesatisfăcător*.

Redactor coordonator: *Tatiana Litvinova*, prof., grad didactic superior, Liceul Teoretic „Titu Maiorescu“, Chișinău

Traducător: *Tatiana Litvinova*

Redactor: *Larisa Nosacenco*

Corector: *Lora Mititelu*

Copertă: *Mihai Bacinschi*

Tehnoredactare: *Marian Motrescu*

Desene: *Vitalie Stelea*

Editura Arc, str. G. Meniuc nr. 3, Chișinău;
tel.: 022-73-36-19, 022-73-53-29; fax: 022-73-36-23;
e-mail: info.edituraarc@gmail.com; www.edituraarc.md

Editura Arc se obligă să achite deținătorilor de copyright, care încă nu au fost contactați, costurile de reproducere a imaginilor folosite în prezenta ediție.

Reproducerea integrală sau parțială a textului și ilustrațiilor din această carte este posibilă numai cu acordul prealabil scris al Editurii Arc.

Toate drepturile asupra acestei ediții aparțin Editurii Arc.

© Editura ARC, 2024

© Galina Dragalina, Nadejda Velișco, Petru Bulmaga

DESCRIEREA CIP A CAMEREI NAȚIONALE A CĂRȚII DIN REPUBLICA MOLDOVA

Драгалина, Галина.

Химия: Учебник для 12-го класса / Галина Драгалина, Надежда Велишко, Петру Булмага; redactor coordonator, traducător: Tatiana Litvinova; Ministerul Educației și Cercetării al Republicii Moldova. – [Chișinău]: Arc, 2024 (Combinatul Poligrafic). – 199, [1] p.

Editat din sursele financiare ale Fondului special pentru manuale. – [5400] ex.

ISBN 978-9975-0-0873-0.

54(075.3)

Д 721

Imprimat la Combinatul Poligrafic, Chișinău, str. P. Movilă nr. 35. Com. nr. 24324

ДОРОГИЕ УЧАЩИЕСЯ!

В этом году вы завершаете изучение учебной дисциплины *Химия*. Мы как авторы уверены, что всё, что вы уже узнали и еще узнаете в XII классе, пригодится вам во взрослой жизни: ведь без химии невозможно представить современный мир. Не исключаем, что для некоторых из вас химия станет профессиональным выбором в жизни.

Курс химии XII класса включает несколько разделов.

В соответствии с действующим Куррикулумом, органическую химию изучают в XI и в XII классах, соответственно — она распределена по двум учебникам. Содержание курса дифференцировано в зависимости от профиля — реального или гуманитарного. Учебник, который вы держите в руках, предназначен для учащихся обоих профилей.

Давайте выясним: с чего же для вас начнется изучение химии в XII классе. Первый этап предполагает традиционное *повторение* курса органической химии, изученной вами в XI классе. Повторяя *генетические связи между углеводородами и их производными* вы сможете вспомнить материал, изученный ранее. При этом учащиеся реального профиля завершат повторение темой *Карбоновые кислоты и сложные эфиры*, а учащиеся гуманитарного профиля — темой *Гидроксисоединения (спирты и фенолы)*.

Впоследствии учащиеся гуманитарного профиля ограничатся изучением глав только курса *органической химии*. В то время как перед учащимися реального профиля поставлена более сложная задача: после изучения темы *Органические соединения с биологическим и промышленным значением* им предстоит изучить отдельные темы, относящиеся к разделам *химического производства* и *аналитической химии*. Подчеркнем, что задача этих разделов — не только ознакомить учащихся с наиболее важными процессами химического производства, но и рассмотреть некоторые элементы химического анализа, лежащего в основе аналитического контроля качества сырья, готовой продукции и охраны окружающей среды.

Стремясь помочь учащимся глубже осознать место и роль химии в жизни человека, авторы включили в учебник две оригинальные главы:

- а) *Химическое единство и многообразие мира веществ;*
- б) *Химия в жизни общества.*

Желаем вам успехов!

Авторы

СОДЕРЖАНИЕ

Повторение и консолидация знаний

Классы органических веществ

I. Классификация органических соединений	8
Номенклатура	9
Гомология и изомерия	9
Взаимосвязь между строением и свойствами органических веществ	10
II. Генетическая связь между классами изученных органических соединений	13
III. Образцы решения упражнений и задач	13
III.1. Упражнения	13
*III.2. Расчетные задачи	14

Единица обучения 1 Кислородсодержащие производные углеводов (для гуманитарного профиля)

1.1. Альдегиды	16
1.1.1. Альдегиды. Общая характеристика	16
1.1.2. Метаналь и этаналь. Свойства и применение альдегидов	18
Лабораторный опыт № 1. Окисление альдегидов. Реакции идентификации	19
1.2. Предельные одноосновные карбоновые кислоты	22
1.2.1. Карбоновые кислоты. Общая характеристика	22
1.2.2. Муравьиная и уксусная кислоты. Свойства и применение карбоновых кислот	24
Лабораторный опыт № 2. Удаление известкового налета/выведение ржавых пятен уксусной кислотой	25
Практическая работа № 1. Химические свойства уксусной кислоты	26
1.3. Сложные эфиры	27
Проект: Консерванты и ароматизаторы — за и против	31

Единица обучения 2 Органические соединения с биологическим и промышленным значением

2.1. Жиры	32
2.1.1. Строение и свойства жиров	32
2.1.2. Значение жиров. Мыло и синтетические моющие средства	35
Лабораторный опыт № 3. Изучение свойств мыла и синтетических моющих средств (СМС)	39
Лабораторный опыт № 4. Определение непредельного характера растительного масла	40
2.2. Углеводы — продукты фотосинтеза	40
2.2.1. Моносахариды. Глюкоза	41
2.2.2. Фруктоза	43
2.2.3. Сахароза	45
*Лабораторный опыт № 5. Исследование процесса гидролиза сахарозы	46
Проект: Фастфуд — необходимость или прихоть?	46
2.2.4. Крахмал	47
Лабораторный опыт № 6. Растворимость углеводов. Идентификация глюкозы, крахмала	51
2.2.5. Целлюлоза	51
2.3. Аминокислоты и белки	55
2.3.1. Аминокислоты	55
2.3.2. Белки (протеины)	58

Практическая работа № 2. Идентификация белков. Исследование действия факторов, вызывающих денатурацию белков 62

2.4. Высокмолекулярные синтетические соединения 64

2.4.1. Синтетические полимеры — продукты реакций полимеризации и поликонденсации 64

2.4.2. Понятие о пластмассах, волокнах и каучуках 67

Лабораторный опыт № 7. Распознавание материалов на основе высокомолекулярных соединений (по органолептическим свойствам, маркировке) 70

*Практическая работа № 3. Изучение свойств продукции на основе высокомолекулярных соединений, используемой в повседневной деятельности 71

Проект: Проект: Консерванты и ароматизаторы — за и против 73

Единица обучения 3 Органические соединения — вещества, незаменимые в повседневной деятельности

3.1. Разнообразие органических соединений 74

3.2. Типы реакций в органической химии 75

Проект: Представление органического вещества в противоречии 76

Единица обучения 4 Химические реакции в производстве (для реального профиля)

4.1. Химические реакции — важнейшие составляющие химического производства 77

4.2. Химические реакции — источники и потребители энергии 79

4.2.1. Тепловые эффекты химических реакций 79

4.2.2. Термохимические уравнения и расчеты. Практическое применение термохимических расчетов 80

4.3. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции 82

4.3.1. Скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах 82

4.3.2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс 83

4.3.3. Влияние температуры на скорость химической реакции 85

4.3.4. Понятия о катализе 86

4.4. Химическое равновесие 88

4.4.1. Обратимые и необратимые химические процессы 88

4.4.2. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье 89

4.4.3. Смещение химического равновесия в реакционных системах промышленного значения 92

4.5. Химическое производство 94

4.5.1. Основные понятия 94

4.5.2. Сырье 94

4.5.3. Характеристика химических реакций, используемых в производстве 95

4.5.4. Оптимальные условия проведения химических процессов с максимальным выходом 96

4.5.5. Решение задач с применением понятий: массовая доля основного компонента/примесей, выхода продукта реакции 99

4.6. Производство негашеной извести, чугуна и стали, стекла 102

4.6.1. Производство негашеной извести 102

4.6.2. Производство чугуна и стали (основные понятия) 103

4.6.3. Окислительно-восстановительные процессы в химическом производстве. Метод электронного баланса 106

4.6.4. Производство стекла 107

4.7. Нефть. Принципы переработки нефти	108
Проект: <i>Переработка отходов — необходимое требование для современного производства</i>	112
4.8. Химические реакции и мониторинг окружающей среды	112

Единица обучения 5 Понятие о химическом анализе (для реального профиля)

5.1. Общие понятия	115
5.1.1 Аналитические реакции	117
5.1.2 Аналитические реактивы	118
5.2. Растворы — среда для проведения химического анализа	119
5.2.1. Общая характеристика и классификация растворов	119
5.2.2. Количественные методы выражения состава растворов	121
5.2.3. Приготовление растворов	122
5.3. Электролитическая диссоциация в растворах	128
5.3.1. Процессы, протекающие при растворении веществ в воде	128
5.3.2. Концентрация ионов в растворах	129
5.3.3. Количественные характеристики процесса диссоциации	130
5.3.4. Диссоциация воды. Ионное произведение воды	133
5.3.5. Водородный показатель pH	135
5.3.6. Реакции в растворах электролитов	138
Лабораторный опыт № 8. <i>Определение реакции среды водных растворов</i>	139
5.4. Химический анализ в производстве и повседневной деятельности	140

Единица обучения 6 Понятие о качественном анализе (для реального профиля)

6.1. Классификация катионов в качественном анализе	142
6.2. Реакции идентификации катионов	143
Лабораторный опыт № 9. <i>Реакции идентификации катионов Ag^+, Pb^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}, Fe^{3+}, NH_4^+</i>	147
6.3. Выделение групп катионов из смеси	148
6.4. Классификация анионов на аналитические группы. Групповые реактивы	149
6.5. Реакции идентификации анионов	150
Лабораторный опыт № 10. <i>Реакции идентификации анионов Cl^-, CO_3^{2-}, SO_4^{2-}</i>	152
Практическая работа № 4. <i>Идентификация катионов и анионов в смеси</i>	152
Практическая работа № 5. <i>Качественный анализ состава раствора, содержащего неизвестную соль</i>	156

Единица обучения 7 Количественный анализ. Титриметрия (волюметрия) (для реального профиля)

7.1. Титриметрические (объемные) методы анализа. Общие сведения	158
7.1.1. Измерение объемов в титриметрическом анализе и возможные ошибки	160
7.1.2. Выполнение операций титрования	162
7.1.3. Стандартные растворы. Приготовление растворов титрантов	163
7.1.4. Расчеты в титриметрическом анализе	164
7.2. Кислотно-основное титрование. Стандартные растворы	166
Практическая работа № 6. <i>Кислотно-основное титрование. Приготовление и стандартизация раствора гидроксида натрия</i>	169

Практическая работа № 7. Применение кислотно-основного титрования для определения кислотности молока 172

Практическая работа № 8. Применение кислотно-основного титрования для исследования образцов аспирина 173

Единица обучения 8 Химическое единство и многообразие мира веществ

8.1. Единство неорганических и органических веществ 176

8.1.1. Состав, строение и классификация веществ 176

8.1.2. Типы химической связи 177

8.1.3. Номенклатура неорганических и органических соединений 180

8.1.4. Явления аллотропии и изомерии 180

8.1.5. Типы реакций в неорганической и органической химии 182

8.1.6. Применение неорганических и органических веществ 183

Проект: *Вещества, которые обеспечивают домашний комфорт* 185

8.2. Генетическая связь в неорганической и органической химии. 185

Единица обучения 9 Химия в жизни общества

9.1. Химия и пищевые продукты 189

9.2. Химия и фармацевтические препараты 191

9.3. Химия и гигиенические и косметические средства 192

Проект: *Я в мире химии* 194

9.4. Химия и качество жизни 195

УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ

 <p>Ключевые понятия</p> <p>Основные понятия в тексте</p>	 <p>Определения для запоминания</p>	 <p>Демонстрационный эксперимент</p>
 <p>Примечание</p> <p>Отдельные факты, химические явления и др.</p>	 <p>Работа в группе Выполнение заданий группой учащихся</p>	 <p>Лабораторный опыт или практическая работа</p>
 <p>Знаете ли вы?</p> <p>Информация для расширения кругозора</p>	 <p>Вспомните! Знания, приобретенные ранее</p>	 <p>Реакции идентификации</p>
 <p>Проект</p>	 <p>Выполните! Задания, выполнение которых облегчает понимание содержания параграфа</p>	<p>* Содержание и задания для реального профиля</p> <p>** Дополнительный материал для реального профиля (на усмотрение учителя)</p>

ПОВТОРЕНИЕ И КОНСОЛИДАЦИЯ ЗНАНИЙ

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- сравнивать изученные органические вещества (алканы, алкены, алкины, спирты, *альдегиды, *карбоновые кислоты) по составу, строению, свойствам, применению;
- иллюстрировать примерами генетическую связь между изученными органическими веществами (с помощью уравнений реакций и схем химических превращений);
- выполнять упражнения и решать задачи на основе состава, номенклатуры, гомологии, изомерии, свойств и методов получения изучаемых соединений.

КЛАССЫ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

I. Классификация органических соединений

Изучая органическую химию в XI классе, мы узнали, что мир органических соединений очень разнообразен и многочислен, установили причины этого разнообразия и научились ориентироваться в этом мире, состоящем из десятков миллионов органических соединений.

Основой органических соединений являются *углеводороды*. Из различных *типов углеводородов* (предельных, непредельных, ароматических) путем замещения одного или нескольких атомов водорода в молекуле другим атомом или группой атомов, называемых *функциональными группами* (например, $-\text{OH}$, $^*\text{-NO}_2$), получаем производные или другие *классы органических соединений*. Таким образом, заменив в алканах один атом водорода H на группу OH или $^*\text{CH}=\text{O}$ и др., получаем следующие *классы*: спирты (алканолы), *альдегиды (алканали) и др. Подобным образом можно получить производные классы органических веществ от алкенов, алкинов, аренов и др.

Попробуем проиллюстрировать вышеизложенное в общем виде: классифицируем вещества на основе алканов в виде таблицы, к которой будем возвращаться в течение учебного года при изучении органической химии.

Путеводителем нам будет служить: по горизонтали — строение молекул простейших представителей класса соединений (по типу содержащейся функциональной группы), а по вертикали — последующие представители гомологического ряда для большинства классов соединений, учитывая явление изомерии. Таблица выглядит следующим образом:



Проверим свои компетенции

Перепишите данную таблицу на лист бумаги большого формата, дополнив по вертикали общими формулами, структурными формулами гомологов и изомеров, а по горизонтали — другими классами органических соединений (*карбоновыми кислотами и др.), затем озаглавьте таблицу (например, «Классификация органических веществ», Иванов А.).

	Алканы ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$)	Галогенопроизводные алканов	Спирты (алканолы)	*Альдегиды (алканали)
Гомологи, изомеры	CH_4	CH_3Cl	CH_3OH	$\text{H}-\text{CH}=\text{O}$
	C_2H_6	$\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{O}$
	C_3H_8	$\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_5-\text{CH}=\text{O}$

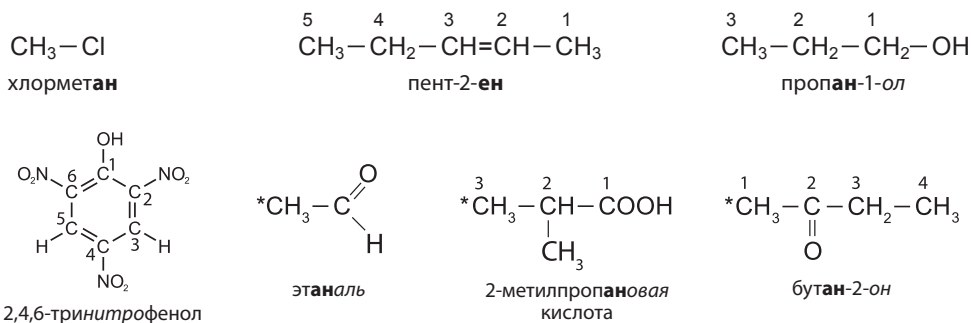
Эту таблицу можно сравнить с открытым окном к другим соединениям, с которыми мы познакомились частично в 11-м классе, а также к тем, которые мы будем изучать в текущем году. Известные органические соединения были описаны в специальной литературе. Возможно, существуют в природе или могут быть получены химическим путем и другие органические вещества, которые еще не открыты. Тогда эту таблицу можно считать *путем в бесконечность*, потому что она является открытой для продолжения как вправо, так и вниз. С уверенностью можно предположить, что будут открыты новые вещества, относящиеся к известным типам углеводов или классам веществ, или же будут открыты новые классы органических веществ.

Номенклатура

В химии *номенклатура* — это способ составления названий веществ. Существует несколько типов номенклатур. Мы знакомы с *исторической* номенклатурой (*тривиальной*), имеющей хаотичное происхождение и связанной с условиями открытия веществ. *Современная номенклатура* (международная, или *систематическая номенклатура IUPAC*) основывается на научной систематизации и позволяет назвать вещество на основании его строения, и наоборот, определить строение вещества, основываясь на его названии.

В основе любого класса веществ лежат различные типы углеводов. Основу названия, как и в случае с углеводородами, составляет количество атомов углерода (C_1 -мет, C_2 -эт, C_3 -проп, C_4 -бут, C_5 -пент и др.) плюс соответствующие суффиксы: **-ан** признак предельных углеводов (алканов); **-ен** — для углеводов, содержащих двойную связь; **-ин** — для углеводов с тройной связью. Для производных углеводов (*классов органических соединений*) название функциональной группы может указываться в виде приставки в названии углеводорода (*галогено-*, **нитро-*) или в виде дополнительного суффикса, части слова (*-ол*, **-аль* / **-он*, **-овая*), указывая при этом, если есть необходимость, место нахождения группы или кратной связи и их количество (ди-, три-, если их 2–3). Нумерацию углеродной цепи начинают с того конца, к которому ближе функциональная группа или кратная связь. Например:

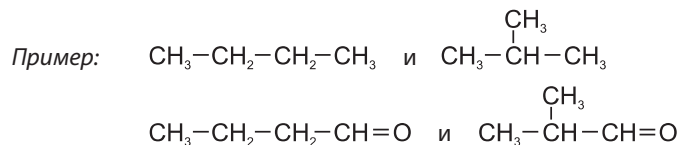
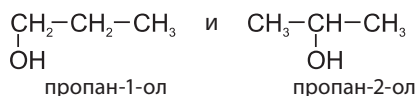
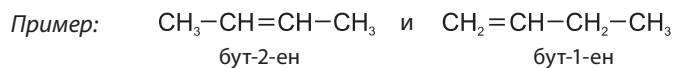
Систематическое название



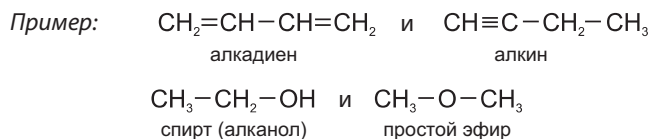
Гомология и изомерия

Гомологами называются вещества, отвечающие одной общей формуле, сходные по строению и свойствам, молекулы которых отличаются на одну или несколько групп $-CH_2$. *Гомология* — явление существования гомологов. Таким образом, зная отдельные вещества, мы можем составить и охарактеризовать гомологический ряд углеводов или соответствующего класса соединений.

Изомеры — это вещества, имеющие один и тот же состав, но разное строение, а следовательно, обладающие разными свойствами. *Изомерия* — это явление существования изомеров. Явлениями изомерии и гомологии объясняются многообразие и разнообразие органических веществ. Изучая органическую химию, мы уже познакомились с некоторыми видами изомерии:

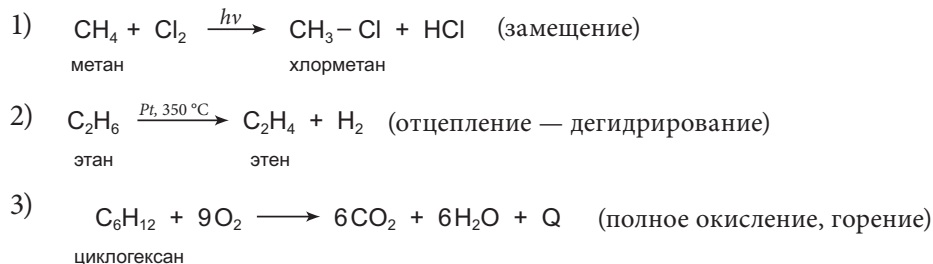
1) *Изомерия углеродной цепи (углеродного скелета)*2) *Изомерия положения (кратной связи или функциональной группы)*

*3) *Функциональная изомерия*, где изомерами могут быть представители разных типов углеводов или классов органических соединений:

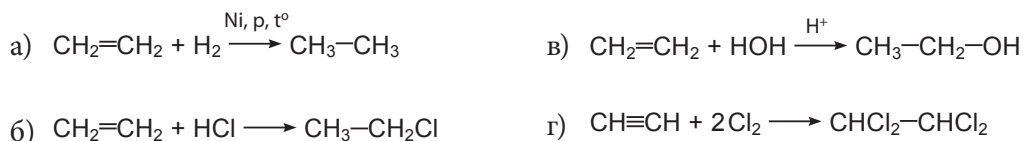


Взаимосвязь между строением и свойствами органических веществ

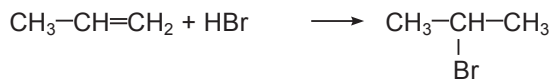
Предельные углеводороды. Алканы и *циклоалканы при обычных условиях химически устойчивы, потому что являются насыщенными углеводородами и не содержат активных функциональных групп, к тому же химические связи С-С неполярные, а связи С-Н слабо поляризованные. В жестких условиях они участвуют в реакциях замещения (хлорирования), отщепления (дегидрирования), окисления. Например:



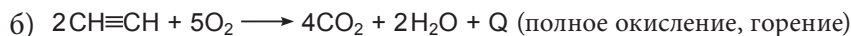
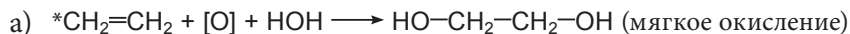
Непредельные углеводороды (алкены, алкадиены, алкины). Непредельные углеводороды являются химически более активными, чем соответствующие предельные углеводороды, *благодаря наличию π-связи (более слабой, чем σ-связь). Для них характерны реакции присоединения, окисления, полимеризации:

1) *Присоединение:*

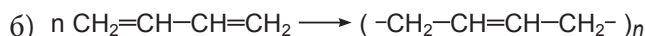
***Примечание.** Присоединение галогеноводородов или воды по двойной связи к несимметричным алкенам идет согласно правилу Марковникова (галоген или группа OH присоединяется к менее гидрированному атому углерода):



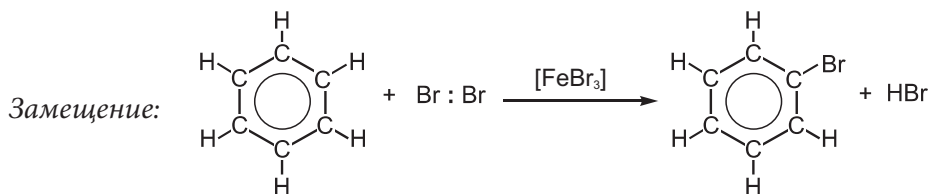
2) Окисление:



3) Полимеризация:



Ароматические углеводороды (арены). Бензольное ядро является химически стабильным, так как все углерод-углеродные связи совершенно одинаковы. Для аренов характерны реакции замещения в бензольном ядре (галогенирования, *нитрования). *При определенных условиях протекают и реакции присоединения (водорода, хлора). Гомологи бензола химически более активны, что объясняется взаимным влиянием алкильной группы и бензольного ядра.



Гидроксильные производные (спирты и фенолы). Физические и химические свойства обусловлены наличием в молекуле гидроксильной группы OH.

Спиртам характерны реакции замещения, окисления и дегидратации.

1) Гидроксильные соединения реагируют со щелочными металлами:



2) В молекуле фенола химическая связь O-H более поляризована, чем в спиртах, вследствие чего атом водорода является более подвижным. Таким образом, фенолы, в отличие от спиртов, легко реагируют со щелочами:

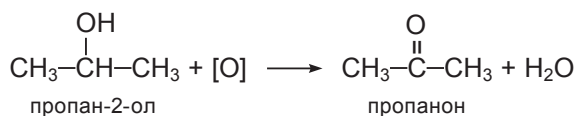


*3) При окислении первичных спиртов образуются *альдегиды*, а при окислении вторичных спиртов образуются *кетон*ы:



этиловый спирт

уксусный альдегид



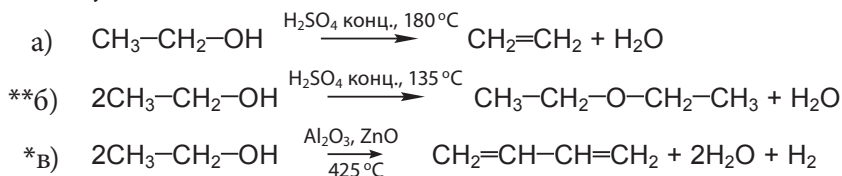
пропан-2-ол

пропанон

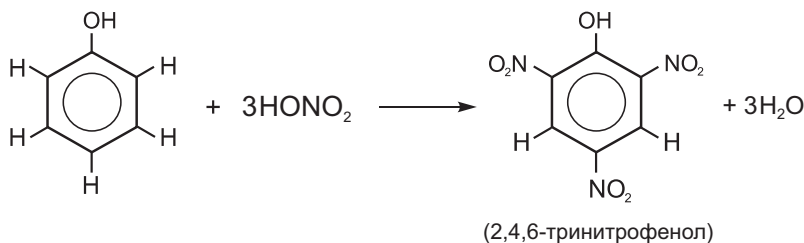
Горение спиртов протекает согласно реакции:



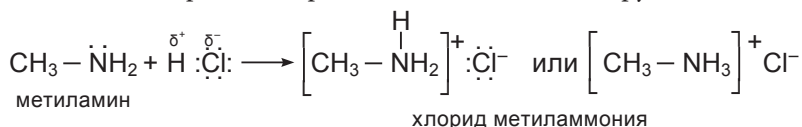
4) При дегидратации этанола в зависимости от условий может образоваться *этен* (а), ***простой эфир* (б) или **бута-1,3-диен* (в):



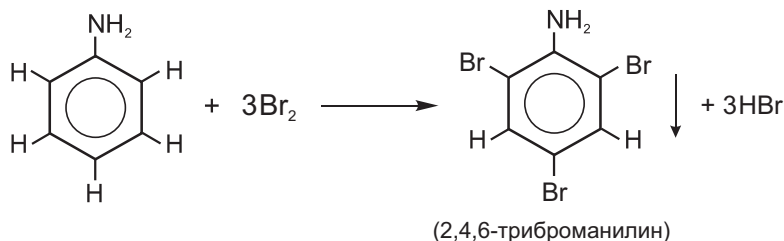
В молекуле фенола существует два реакционных центра: *группа -ОН* и *бензольное ядро*. Вследствие этого фенол вступает и в реакции замещения, характерные для бензольного ядра. Благодаря наличию группы -ОН замещение протекает легче, по сравнению с бензолом, в положениях 2, 4, 6:



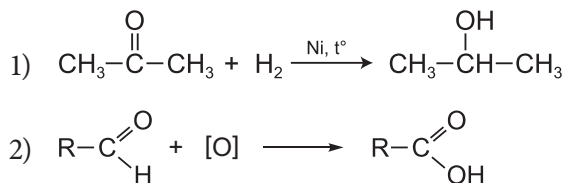
****Амины, анилин** содержат функциональную аминогруппу и, подобно аммиаку, обладают основными свойствами, взаимодействуя с кислотами. *Протон из молекулы кислоты образует связь с неподеленной электронной парой атома азота из аминогруппы:



В молекуле анилина, как и в молекуле фенола, существует два реакционных центра: *группа -NH₂* и *бензольное ядро*, которые обуславливают его свойства. В бензольном ядре наиболее активны положения 2, 4, 6. Таким образом, анилин легко обесцвечивает бромную воду:



***Карбонильные соединения (альдегиды и кетоны).** Карбонильным соединениям характерны реакции восстановления (1) и окисления (2), причем альдегиды окисляются намного легче кетонов.



***Карбоновые кислоты и сложные эфиры.** Для карбоновых кислот характерна водородная связь. Карбоновые кислоты являются более слабыми по сравнению с минеральными кислотами. Они реагируют с основными реагентами (металлами, основными оксидами, основаниями, солями более слабых кислот, аммиаком) и со спиртами (реакция этерификации).

3. Для каких из веществ, указанных в пунктах а–ж, характерна водородная связь: а) этан; б) изопрен; в) этан-1,2-диол; г) фенол; *д) пропаналь; *е) уксусная кислота; *ж) этилформиат?

Решение:

Среди органических веществ, изученных ранее, водородная связь характерна только для спиртов, фенолов и карбоновых кислот, т. е. для веществ, приведенных в пунктах в, з, е.

*4. Какие из веществ, указанных в пунктах а–к, дают реакцию «серебряного зеркала» при нагревании с реактивом Толленса?

- а) этен б) хлорэтан в) пропаналь г) пропанон д) этилформиат
е) бензол ж) этанол з) пропан и) метановая кислота к) этановая кислота

Решение:

Реакцию «серебряного зеркала» дают только вещества, содержащие альдегидную группу ($-\text{C}\equiv\text{O}$). Это вещества, приведенные в пунктах в, д, и.

*III.2. Расчетные задачи

Определение молекулярной формулы вещества по массовым долям элементов (ω), относительной молекулярной массе вещества (M_r) или по принадлежности к определенному классу органических веществ

1. Массовые доли углерода и водорода в молекуле некоторого алканола соответственно равны: 52,17 % (С) и 13,04 % (Н). Определите его молекулярную формулу и напишите его структурную формулу.

Дано:

$$\omega(\text{C}) = 52,17 \%$$

$$\omega(\text{H}) = 13,04 \%$$

$$\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z \text{ — ?}$$

Решение

1) Находим массовую долю кислорода в алканоле:

$$\omega(\text{O}) = 100\% - \omega(\text{C}) - \omega(\text{H}) = 100\% - 52,17\% - 13,04\% = 34,79\%$$

2) Определяем соотношение количеств вещества углерода, водорода и кислорода в органическом веществе массой 100 г:

$$v(\text{C}) : v(\text{H}) : v(\text{O}) = \frac{52,17 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} : \frac{13,04 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} : \frac{34,79 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 4,34 \text{ моль} : 13,04 \text{ моль} : 2,17 \text{ моль}$$

3) Определяем соотношение количеств вещества С, Н и О, поделив полученные количества веществ на наименьшее значение:

$$\frac{4,34}{2,17} : \frac{13,04}{2,17} : \frac{2,17}{2,17} = 2 : 6 : 1$$

Ответ: Молекулярная формула вещества — $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, структурная формула соответственно — $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$.

2. Некоторое органическое вещество (А) с относительной молекулярной массой, равной 60, содержит углерод, водород и кислород в массовых соотношениях 6 : 1 : 8. Определите молекулярную формулу этого вещества и напишите его возможные структурные формулы.

Дано:

$$M_r(\text{A}) = 60$$

$$m(\text{C}) : m(\text{H}) : m(\text{O}) =$$

$$= 6 : 1 : 8$$

$$\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z \text{ — ?}$$

Решение

Вещество А = $\text{C}_x \text{H}_y \text{O}_z$

1) Находим соотношение количеств вещества углерода, водорода и кислорода в веществе А:

$$x : y : z = 6/12 : 1/1 : 8/16 = 0,5 : 1 : 0,5 = 1 : 2 : 1$$

Получаем брутто-формулу: CH_2O .

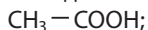
2) По относительной молекулярной массе вещества рассчитываем молекулярную формулу:

$$M_r(\text{CH}_2\text{O})_n = (12 + 2 + 16) n = 30 n$$

$$M_r(\text{A}) = 60 = 30 n \quad n = 2$$

Молекулярная формула вещества А — $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Выведем возможные структурные формулы:



Ответ. Вещество А может быть уксусной кислотой или метилформиатом.

УПРАЖНЕНИЯ И ЗАДАЧИ

1. Напишите структурные формулы трех алканов, не имеющих изомеров, и назовите их.
2. Проанализируйте каждую пару органических веществ и определите степень их «родства» (гомологи, изомеры или производные):
 - а) 2,3-диметилбутан и 2-метилпентан; *г) бензол и толуол;
 - б) пентан и пропан; *д) бутин и бута-1,3-диен;
 - в) пропан и пропанол; *е) этановая кислота и метилфлормиат.
3. Даны вещества: а) 2,3-диметилпентан; б) гекса-1,4-диен; в) 3-метилпент-1-ин; *г) циклогексан; д) бута-1,3-диен; е) пента-1,3-диен. Выберите гомологи (1) и изомеры (2) гекса-1,5-диена.
4. Для гекс-1-ена напишите по одному изомеру: а) углеродной цепи, б) положения кратной связи.
- *5. Выберите вещества, которые подвергаются гидролизу, и напишите уравнения реакций:
 - а) этен; г) хлорметан; ж) этанол;
 - б) пропиен; д) бута-1,3-диен; з) метилацетат;
 - в) бензол; е) фенол; и) уксусная кислота.
6. Проанализируйте строение веществ из пунктов а–и предыдущего упражнения. Выберите из них те, которые способны присоединять воду? Напишите уравнения реакций. *Укажите различия между реакциями гидролиза и гидратации.
7. Приведите по одному примеру (структурную формулу) к каждому типу изученных углеводов. Напишите для каждого по две характерные реакции.
8. Приведите по одному примеру к каждому классу изученных органических веществ. Напишите для каждого по две характерные реакции.
9. Напишите по одному уравнению реакций, характеризующих практическое применение веществ: а) метан; б) бута-1,3-диен; в) ацетилен; г) бензол; д) этанол; *е) этаналь; *ж) этановая кислота.
- *10. Напишите для фенола по одному уравнению реакции: а) замещения; **б) присоединения.
- *11. Приведите схему превращений, в результате которой можно получить фенол из неорганических веществ.
12. Рассчитайте объем метана (н. у.), необходимый для получения ацетилена массой в 1 тонну.
 Ответ: 1723 м³
- *13. Определите молекулярную формулу алкена, относительная плотность которого по азоту равна 2, и напишите формулы его возможных изомеров.
 Ответ: C₄H₈
- *14. Ароматический углеводород содержит 91,3 % углерода. Определите его молекулярную формулу и приведите возможную структурную формулу.
 Ответ: C₇H₈
- *15. При сжигании органического вещества массой 2,96 г, относительная плотность паров которого по воздуху равна 2,55, образуется углекислый газ массой 7,04 г и вода массой 3,6 г. Определите молекулярную формулу вещества. Напишите структурные формулы возможных изомеров и назовите их.
 Ответ: C₄H₁₀O
- *16. Рассчитайте количество вещества метанала, содержащегося в растворе объемом 1,5 л (плотность раствора равна 1,06 г/мл). Массовая доля вещества в растворе составляет 20 %.
 Ответ: $v(\text{метанала}) = 10,6$ моль
- *17. Карбид кальция количеством вещества 3,2 моль превращен в ацетальдегид, одна половина массы которого была окислена, а вторая — восстановлена. Полученные продукты подвергли реакции этерификации. Рассчитайте массу полученного сложного эфира.
 Ответ: $m(\text{сложного эфира}) = 140,8$ г
- * 18. На основании квитанции об оплате за природный газ (метан), потребленный вашей семьей в предыдущем месяце, рассчитайте: а) объем метана (н. у.), содержащегося в потребленном природном газе, если известно, что природный газ, поставляемый в Республику Молдова, содержит 3 % негорючих примесей; б) объем кислорода (н. у.), израсходованный на сжигание газа; **в) количество выделенного тепла, если известно, что тепловой эффект реакции горения метана равен 412 кДж.

1

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОРОДОВ (для гуманитарного профиля)

1.1. Альдегиды

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к кислородсодержащим производным углеводородов, в ситуациях устного и письменного общения;
- моделировать для альдегидов молекулярные и структурные формулы гомологов, возможных изомеров, их названий;
- характеризовать с помощью схем и уравнений реакций получение альдегидов, их химические свойства и генетические связи;
- решать задачи прикладного характера на основе свойств, получения, физиологического/экологического действия изучаемых органических соединений;
- экспериментально исследовать свойства альдегидов;
- критически оценивать применение формальдегида в составе различных продуктов.



Ключевые понятия

- Карбонильные соединения
- Альдегиды
- Алканыли
- Альдегидная группа



Органические вещества, молекулы которых содержат функциональную альдегидную группу $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$, связанную с углеводородным радикалом (R), называются **альдегидами** (за исключением муравьиного альдегида $\text{H}-\text{CH}=\text{O}$, в молекуле которого радикал (R) представлен одним атомом водорода).

По природе углеводородного радикала альдегиды можно классифицировать на *предельные*, *непредельные*, *ароматические*. В данном параграфе будут рассмотрены предельные альдегиды.

1.1.1. Альдегиды. Общая характеристика

Гомологический ряд, номенклатура. Молекулы предельных альдегидов можно представить как молекулы алканов, в которых два атома водорода замещены одним атомом кислорода. Таким образом, общую формулу альдегидов можно представить как $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ ($n \geq 1$).

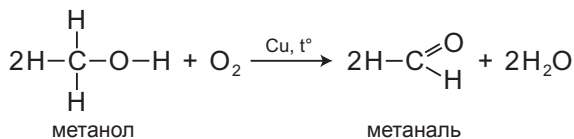
Гомологический ряд алканов начинается с метана (CH_4), а альдегидов — с CH_2O , или $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ (табл. 1.1).

Таблица 1.1. Первые представители гомологического ряда альдегидов

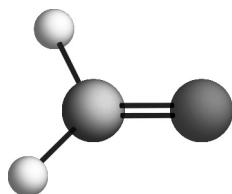
Формула		Название		Т _{кип.} , °C
молекулярная	структурная	систематическое	историческое	
CH_2O	$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	метаналь	муравьиный альдегид, формальдегид	-21
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	этаналь	уксусный альдегид, ацетальдегид	+20

Согласно систематической номенклатуре, названия альдегидов образуются от названия алканов с таким же количеством атомов углерода с добавлением суффикса **-аль**. Зачастую используют историческую номенклатуру, согласно которой название альдегида образуют из названия кислоты, в которую он превращается, с добавлением термина **альдегид** (табл. 1.1).

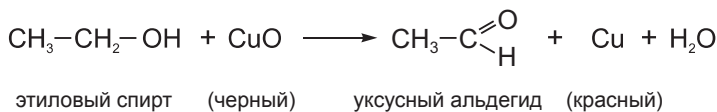
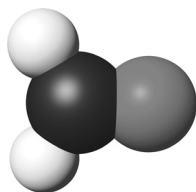
Получение. Окисление спиртов. Альдегиды образуются при окислении спиртов оксидом меди (II) или окислением кислородом воздуха в присутствии катализатора. Например, при пропускании смеси паров метанола с воздухом над раскаленной медной пластиной, играющей роль катализатора, образуется метаналь:



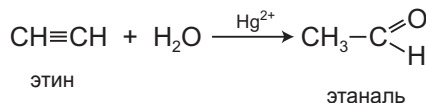
При нагревании этилового спирта с прокаленной медной проволокой, а точнее с оксидом меди (II) на ее поверхности, образуется этаналь.



Раскалим спираль из медной проволоки в пламени спиртовки (наблюдается почернение проволоки в связи с образованием налета оксида меди (II) CuO , затем опустим ее в пробирку с этанолом. Замечаем, что спираль очищается от черного налета и приобретает красный цвет. Повторим операцию несколько раз. Осторожно понюхаем содержимое пробирки. При этом ощущается запах незрелых яблок, что объясняется присутствием в растворе уксусного альдегида.



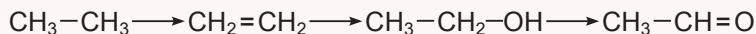
Гидратация алкинов. Обработка ацетилен (этина) водой в условиях реакции Кучерова позволяет получить этаналь:



Модели молекулы метанола

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Дайте определение понятию *альдегид*.
2. Напишите общую формулу альдегидов. Приведите примеры альдегидов.
3. Напишите структурные формулы первых четырех представителей гомологического ряда альдегидов. Назовите их. Какой из них существует в виде нескольких изомеров?
4. Опишите методы получения альдегидов на примере метанола и этанола.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, укажите условия их протекания и назовите полученные продукты:



Укажите тип каждой реакции.

6. Составьте схему получения этанола из неорганических веществ. Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания.
7. Рассчитайте количество вещества и массу этанола, который может быть получен из соответствующего спирта массой 69 г. Ответ: $\nu(\text{этанола}) = 1,5$ моль; $m(\text{этанола}) = 66$ г.

- Присоединение
- Восстановление
- Окисление
- Формалин
- Фенолформальдегидные смолы
- Реактив Толленса

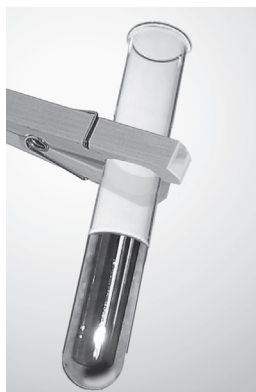


Рис. 1.1. Реакция серебряного зеркала

1.1.2. Метаналь и этаналь.

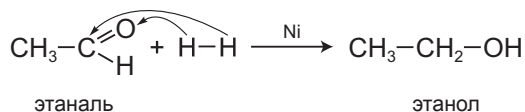
Свойства и применение альдегидов

Физические свойства. Рассмотрим последнюю колонку *таблицы 1.1*. Из значений температур кипения альдегидов видно, что метаналь является газом, а этаналь — летучей жидкостью.

Оба альдегида обладают резким запахом, растворимы в воде и органических растворителях. Водный 40%-ный раствор муравьиного альдегида известен под названием *формалин*.

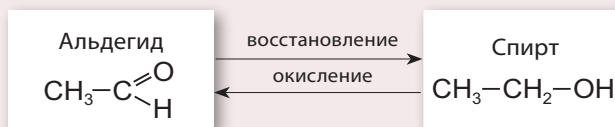
Химические свойства. Наличие функциональной группы $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ обуславливает химические свойства альдегидов; они способны вступать в реакции присоединения водорода по месту двойной связи $\text{C}=\text{O}$ (аналогично алкенам), а также способны окисляться.

Восстановление. Реакция присоединения водорода по месту разрыва двойной связи $\text{C}=\text{O}$ называется *восстановлением*. При восстановлении альдегидов образуются спирты. Например:

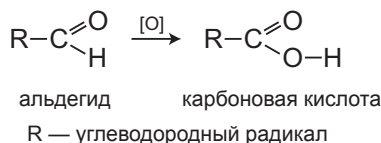


Напомним, что при окислении спиртов образуются альдегиды. Таким образом, между двумя классами органических веществ — спиртами и альдегидами — существует генетическая связь.

Например:



Окисление. Альдегиды легко окисляются различными окислителями, в том числе и кислородом воздуха, превращаясь в карбоновые кислоты, согласно схеме:



Окислителями могут служить аммиачный раствор оксида серебра (I) и гидроксид меди (II), проявляющие слабую окислительную способность.

а) *Реакция серебряного зеркала.* Для идентификации альдегидов используют *реактив Толленса* $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$. Для простоты мы будем обозначать его Ag_2O .

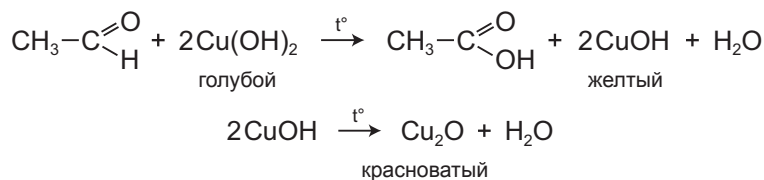
Уксусный альдегид окисляется реактивом Толленса с образованием уксусной кислоты (*рис. 1.1*):



Примечание

Реактив Толленса и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ используют для идентификации альдегидов.

б) Реакция окисления гидроксидом меди (II):



Обе эти реакции протекают с визуальным эффектом: в первой на стенках пробирки образуется зеркальный налет серебра, во второй — сначала осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета превращается в осадок желтого цвета CuOH , при дальнейшем прокаливании которого образуется осадок красноватого цвета — Cu_2O .

Обе реакции характерны только для веществ, содержащих альдегидную группу, что позволяет применять их для идентификации альдегидов (смотрите *Лабораторный опыт 1*).

Применение. Среди альдегидов наибольшее применение находят метаналь и этаналь. Это объясняется как доступностью сырья в химической промышленности, так и свойствами, описанными выше.

Метаналь, наряду с фенолом, используют как исходное сырье для получения *фенолформальдегидных смол*. При смешивании вязкой массы фенолформальдегидной смолы с древесными опилками (отходы деревообрабатывающей промышленности) получается материал, применяемый в производстве мебели. Подобным образом получают материал с добавками стекла, текстиля, металлической стружки, из которых производят выключатели, электрические розетки, детали компьютеров, телефонов, различные технические детали, устойчивые к повышенным температурам и агрессивным средам. Эти детали обладают прочностью и электроизоляционными свойствами. При растворении фенолформальдегидных смол в ацетоне получают клеи, лаки и краски.

Большие количества метанала используют для приготовления формалина, который обладает свойством коагулировать белки. Формалин используют для дубления кож и меховых шкур, консервации анатомических препаратов (рис. 1.2), дезинфекции помещений и медицинских инструментов, для обработки семян и т. п.

Этаналь применяют как сырье для органического синтеза, в частности — для производства уксусной кислоты.

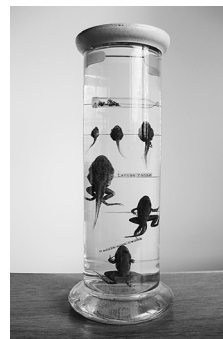


Рис. 1.2. Консервация формалином анатомических препаратов

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1



Окисление альдегидов. Реакции идентификации

Изучите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки, держатель для пробирок, спиртовка или газовая горелка.

Реактивы: формалин, растворы CuSO_4 (0,1 моль/л), NaOH (2 моль/л), NH_4OH , AgNO_3 .

а) В чистой пробирке смешайте 0,5 мл раствора AgNO_3 и 0,5 мл раствора NaOH . Затем добавьте раствор NH_4OH до растворения осадка. Получили реактив Толленса. К нему добавьте 0,5 мл формалина и нагрейте на слабом пламени спиртовки без встряхивания. При появлении зеркального налета на стенках пробирки прекратите нагревание.

б) Внесите в пробирку три капли формалина, три капли раствора сульфата меди (II) и несколько капель раствора NaOH , осторожно встряхивайте пробирку до образования голубого осадка (NaOH необходимо взять в избытке). Нагрейте смесь на слабом огне. Можете наблюдать переход окраски

Правила работы с химическими веществами



Лабораторные опыты или практические работы выполняйте, надев белый хлопчатобумажный халат (в кармане халата всегда должна находиться чистая тканевая салфетка из натуральных волокон, коробок спичек).



Соберите волосы, чтобы они не причиняли неудобств при выполнении работы и не загорелись. Запрещается работать в лаборатории без руководителя.



Не пробуйте химические вещества на вкус! Не берите их незащищенными руками: воспользуйтесь специально предназначенными для этого ложечками (для твердых веществ) или пипетками (для жидкостей).



Органические растворители огнеопасны! Эксперимент, в котором необходимо нагревание, требует особой осторожности. Отверстие пробирки направляйте в сторону от себя и коллег.



При сборке прибора проверьте чистоту и целостность посуды (отсутствие трещин), соответствие пробок диаметру отверстий.



Для эксперимента берите малые количества веществ (до 0,5 г твердых веществ и до 1–2 мл жидких). Прежде чем набрать вещество из склянки, внимательно прочтите на ней этикетку.



В жидкость, которую будете нагревать, поместите несколько кусочков фарфора или немного промытого песка для равномерного кипения.



Чтобы проверить запах вещества, легким движением руки над сосудом направьте выделяющиеся пары вещества к носу и осторожно понюхайте.



Всегда добавляйте кислоту в воду, а не наоборот!



Не выливайте (не высыпайте) остатки реактивов или их смесей в раковину. Сливайте остатки в специально отведенную для этого посуду по указанию учителя.



По окончании работы вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

Все работы выполняйте с осторожностью и, если необходимо, наденьте защитные очки!

1.2. Предельные одноосновные карбоновые кислоты

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- давать определение понятию *карбоновые кислоты*;
- описывать состав и строение карбоксильной группы, выводить общую формулу предельных одноосновных карбоновых кислот, записывать формулы первых гомологов, объяснять их названия;
- объяснять методы получения уксусной кислоты;
- характеризовать физические и химические свойства муравьиной и уксусной кислот;
- решать упражнения и задачи по данной теме;
- выводить и иллюстрировать примерами генетическую связь между углеводородами, спиртами, альдегидами и карбоновыми кислотами;
- экспериментально изучать свойства уксусной кислоты.



Ключевые понятия

- Карбоновые кислоты
- Предельные кислоты
- Карбоксильная группа
- Окисление этилового спирта
- Окисление органических соединений

1.2.1. Карбоновые кислоты. Общая характеристика

Еще одним классом органических веществ, генетически связанным с альдегидами, являются карбоновые кислоты.



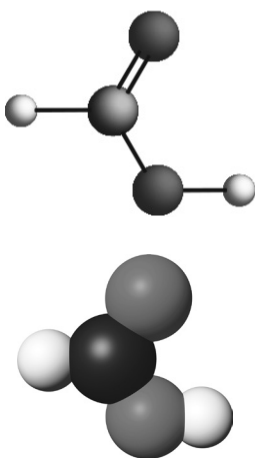
Органические вещества, молекулы которых содержат функциональную карбоксильную группу $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ или $-\text{COOH}$, связанную с предельным углеводородным радикалом или с атомом водорода, называются *предельными одноосновными карбоновыми кислотами*, или *алкановыми кислотами*.

Гомологический ряд. Предельные одноосновные карбоновые кислоты имеют на один атом кислорода больше, чем альдегиды, из которых они получены. Следовательно, общая формула предельных одноосновных карбоновых кислот выводится из формулы альдегида ($\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$), к которой добавляется один атом кислорода: $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ ($n \geq 1$). Гомологический ряд алкановых кислот начинается с CH_2O_2 .

В *таблице 1.2* приведены три низшие карбоновые кислоты и одна высшая — $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$, которые являются представителями гомологического ряда предельных карбоновых кислот.

Таблица 1.2. Наиболее важные представители гомологического ряда предельных карбоновых кислот

Формула ($\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$)		Название		$T_{\text{к}}, ^\circ\text{C}$
молекулярная	структурная	систематическое	историческое	
CH_2O_2	$\text{H}-\text{COOH}$	метановая кислота	муравьиная кислота	+101
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	CH_3-COOH	этановая кислота	уксусная кислота	+119
$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$	пропановая кислота	пропионовая кислота	+141
$\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$	октадекановая кислота	стеариновая кислота	+376



Модели молекулы муравьиной кислоты

Номенклатура. Согласно систематической номенклатуре, названия предельных одноосновных карбоновых кислот могут быть образованы от названия алкана, содержащего такое же количество атомов углерода, с добавлением **-овая** и слова **кислота**:

CH ₄	H-COOH
метан	метановая кислота

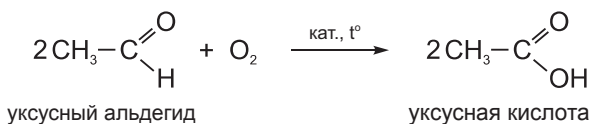
CH ₃ -CH ₃	CH ₃ -COOH
этан	этановая кислота

Систематическую номенклатуру используют для всех классов органических веществ; название может быть составлено по формуле, и наоборот. Наряду с этим, для карбоновых кислот часто применяют историческую номенклатуру (табл. 1.2).

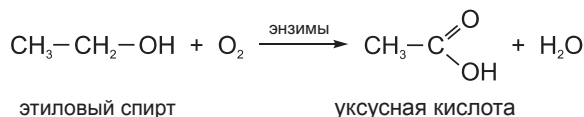
Методы получения. Карбоновые кислоты (в виде солей или производных) широко распространены в природе, встречаясь, например, в овощах, фруктах. Однако содержание карбоновых кислот в этих продуктах ничтожно мало, поэтому они не могут быть выделены из природных источников.

Самым выгодным процессом синтеза карбоновых кислот является процесс **окисления**. Все типы углеводородов и классы органических веществ, изученные ранее, могут быть окислены в мягких или более жестких условиях (в зависимости от их строения) с образованием кислот.

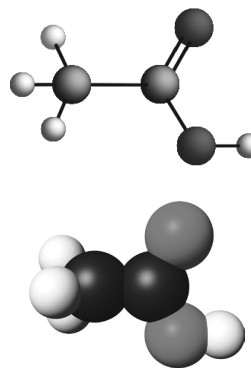
1) Окисление альдегидов протекает в мягких условиях (с помощью водного раствора KMnO₄ или кислородом воздуха в присутствии катализатора). Например:



2) Получение **уксусной кислоты** окислением этилового спирта (скисание вина) протекает под воздействием аэробных бактерий (*Mycoderma aceti*):



Уксусную кислоту, полученную этим способом, применяют в пищевой промышленности.



Модели молекулы уксусной кислоты

Примечание

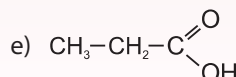
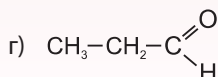
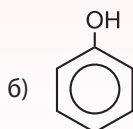
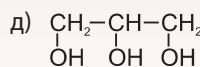
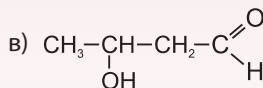
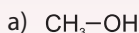
Согласно исторической номенклатуре, кислота, выделенная из секреции муравьев, названа **муравьиной кислотой** (HCOOH). **Уксусная кислота** (CH₃COOH) названьем обязана факту наличия в уксусе. Соответственно **валериановая кислота** (C₄H₉COOH) была обнаружена в корне растения валерианы, а **стеариновая** (C₁₇H₃₅COOH) — в стеарине и т. п.

Знаете ли вы?

Процесс получения уксуса из вина был известен египтянам еще в 2000 году до н. э.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Дайте определение карбоновым кислотам. Установите их взаимосвязь с альдегидами. Приведите примеры.
2. Выделите в приведенных формулах веществ функциональные группы и назовите класс органических веществ, к которому принадлежит каждое вещество:



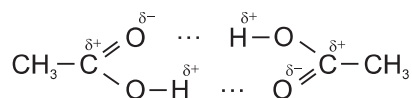
3. Определите название гомологического ряда или класса, к которому принадлежит каждое из предложенных веществ. Напишите формулу первого представителя гомологического ряда:
 а) пропан; б) пропин; в) бензол; г) этаналь;
 д) бут-1-ен; е) бута-1,3-диен; ж) пропан-1-ол; з) пропановая кислота.
4. Приведите общую формулу карбоновых кислот. Напишите структурные формулы первых четырех представителей гомологического ряда и назовите их по систематической и исторической номенклатуре. Какой из них существует в виде нескольких изомеров?
5. Изучите все способы получения уксусной кислоты. Какой из них является более выгодным для получения: а) пищевой уксусной кислоты; б) технической уксусной кислоты (техническая уксусная кислота может содержать небольшие количества примесей, вредных для человеческого организма)?
6. Выберите окислитель, с помощью которого можно превратить этаналь в уксусную кислоту. Какой из окислителей наиболее пригоден для: а) получения кислоты в лаборатории; б) получения кислоты в промышленности; в) идентификации альдегидов? Напишите уравнения реакций.
7. Рассчитайте массу уксусной кислоты, полученной при окисления этанала количеством вещества 0,2 моль.
 Ответ: $m(\text{кислоты}) = 12 \text{ г}$
8. Рассчитайте объем (н. у.) этена, из которого можно получить этанол, чтобы при последующем его окислении можно было получить уксусную кислоту массой 3 кг.
 Ответ: $V(\text{этена}) = 1,12 \text{ м}^3$

1.2.2. Муравьиная и уксусная кислоты.

Свойства и применение карбоновых кислот

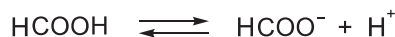
Физические свойства. Первые три представителя гомологического ряда карбоновых кислот — жидкости с резким запахом, растворимые в воде и органических растворителях. С увеличением молекулярной массы кислот возрастает их температура кипения и уменьшается их растворимость в воде (табл. 1.2).

По физическим свойствам кислоты сильно отличаются от соответствующих альдегидов. Например, формальдегид при обычных условиях — газ, а муравьиная кислота — жидкость с высокой температурой кипения. Это объясняется наличием водородных связей, которые возникают между положительно поляризованными атомами водорода группы $-\text{OH}$ и отрицательно поляризованными атомами кислорода группы $\text{C}=\text{O}$. Как правило, водородные связи возникают между двумя молекулами, образуя ассоциаты, называемые **димерами**:

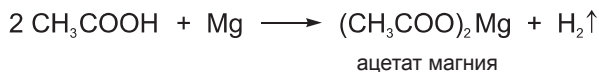


Химические свойства. Карбоновые кислоты во многом схожи с минеральными кислотами, но значительно слабее них.

1. **Диссоциация.** Растворимые в воде карбоновые кислоты окрашивают лакмус и метилоранж в красный цвет. Они диссоциируют в воде с образованием иона водорода H^+ :



2. **Образование солей.** Карбоновые кислоты, как и минеральные, реагируют с металлами, оксидами металлов, щелочами, солями более слабых кислот, образуя соответствующие соли. Например:



Ключевые понятия

- Водородная связь
- Диссоциация
- Кислотность
- Нейтрализация



Примечание

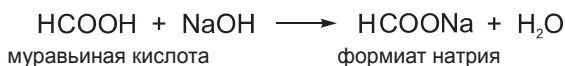
Соли муравьиной кислоты называются **формиатами** (от латинского *formica*, что означает «муравей») или метаноатами, соли уксусной кислоты — **ацетатами** (от латинского *acetum* — «уксус») или этаноатами, пропановой — **пропионатами** (или пропаноатами) и т. п.

Эта же соль образуется и при взаимодействии уксусной кислоты с оксидом магния:

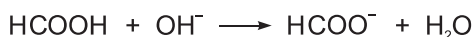


Взаимодействие кислот со щелочами называется **реакцией нейтрализации**.

Молекулярное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:



Карбоновые кислоты вытесняют из минеральных солей только слабые или неустойчивые кислоты:



Нахождение в природе и применение. Муравьиная кислота содержится в выделениях специфических желез внешней секреции муравьев, в крапиве (рис. 1.3), в еловой хвое. Ее присутствие легко обнаруживается по жжению кожи при укусах муравьев или при касании к крапиве.

Муравьиную кислоту широко применяют для дубления кожи, в производстве красок, синтезе пестицидов и различных сложных эфиров, применяемых в парфюмерии и кулинарии. В медицине муравьиную кислоту используют как препарат для лечения суставов при ревматизме (1,4%-ный спиртовой раствор). В ветеринарии ее используют как средство в борьбе с заболеваниями пчел. Также ее применяют для консервирования соков и хранения силоса (корм для скота).

Уксусная кислота содержится в растениях в виде сложных эфиров. 70–80%-ный водный раствор называется **уксусной эссенцией**. Более разбавленный, 3–9%-ный раствор, называемый уксусом, используется в кулинарии как пищевая приправа. Обладая бактерицидными свойствами, уксусная кислота применяется при консервировании грибов, овощей, способствует сохранности силоса. Также уксусную кислоту используют для производства лекарственных препаратов, ацетатного волокна (искусственный шелк), красителей, пестицидов и др.



Рис. 1.3. Муравьиная кислота содержится в выделениях секреторных желез муравьев (а), а также присутствует в крапиве (б)

Знаете ли вы?
Мировое потребление уксусной кислоты в год составляет 3,5 миллиона тонн, а муравьиной кислоты — 200 миллионов тонн.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

Кислородсодержащие производные углеводов

Удаление известкового налета/выведение ржавых пятен уксусной кислотой

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, ложечка, порошок мела, ржавый гвоздь, уксусная кислота с концентрацией 2 моль/л.

Ход работы	Наблюдения	Выводы и уравнения реакций
1. В пробирку внесите порошок мела и добавьте уксусную кислоту. Что наблюдаете?		
2. В пробирку внесите ржавый гвоздь и добавьте уксусную кислоту. Что наблюдаете?		



Химические свойства уксусной кислоты

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, металлический штатив с зажимом, пробка с газоотводной трубкой, ватный тампон, пипетки, лакмус, 2 гранулы цинка или порошок магния, 8%-ный раствор NaOH, карбонат кальция (мрамор), 3%-ный раствор уксусной кислоты, известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Опыт 1. Действие на индикатор. Взаимодействие со щелочами. В пробирку внесите 0,5 мл раствора уксусной кислоты и 1–2 капли раствора лакмуса. Что наблюдаете?

Можно использовать и другие индикаторы, такие как метилоранж, универсальный.

Добавьте в пробирку (по каплям) раствор щелочи (NaOH) до изменения окраски раствора, т. е. до полной нейтрализации кислоты. Какой продукт образовался? Как называется данная реакция?

Опыт 2. Взаимодействие с металлами (цинком или магнием). В пробирку с 0,5 мл раствора уксусной кислоты поместите гранулу цинка (или лопаточку порошка магния). Что наблюдаете?

Опыт 3. Взаимодействие с карбонатом кальция. Соберите прибор, изображенный на рисунке 1.4. Поместите в пробирку **A** несколько кусочков мрамора, в пробирку **B** налейте немного известковой воды. В пробирку **A** добавьте 0,5 мл раствора уксусной кислоты и быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в известковую воду.

Что наблюдаете? Когда газ перестанет выделяться, выньте конец газоотводной трубки из известковой воды.

Перенесите в тетрадь и заполните таблицу. Опишите ход эксперимента, зафиксируйте наблюдения, напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Сформулируйте выводы.

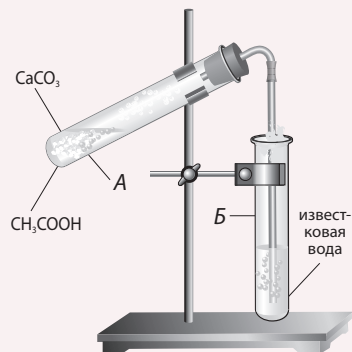


Рис 1.4. Прибор для изучения взаимодействия уксусной кислоты с карбонатом кальция

Приборы и реактивы	Ход работы	Наблюдения	Выводы. Уравнения реакций

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Даны вещества с одинаковым количеством атомов углерода, но обладающие разными температурами кипения:

- а) этан ($-88\text{ }^\circ\text{C}$); б) этанол ($78\text{ }^\circ\text{C}$); в) этаналь ($20\text{ }^\circ\text{C}$); г) этановая кислота ($119\text{ }^\circ\text{C}$).

Для каждого вещества напишите структурную формулу, укажите агрегатное состояние и температуру кипения. Установите связь между строением и физическими свойствами этих веществ.

2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия муравьиной кислоты с:

- а) MgO ; б) NaOH ; в) NaHCO_3 .

3. Для каждой пары веществ установите: а) сходства; б) различия на основании изученных свойств:

- 1) этен и этин; 3) муравьиная и уксусная кислоты;
2) этанол и этаналь; 4) этиловый спирт и уксусная кислота.

4. Напишите структурные формулы следующих веществ:

- а) этан; в) этин; д) этанол; ж) этаналь;
б) этен; г) 2-хлорбутан; е) фенол; з) муравьиная кислота.

Для каждого вещества напишите по одной характерной реакции.

5. Составьте схему превращений, с помощью которой из этена можно получить уксусную кислоту (два или три этапа). Рассчитайте массу кислоты, которую можно получить из этена количеством вещества 2,5 моль.

Ответ: $m(\text{кислоты}) = 150 \text{ г}$

6. Рассчитайте массу ацетата кальция, образовавшегося при обработке карбоната кальция избытком уксусной кислоты, если в результате выделился углекислый газ объемом 3,584 л (н. у.).

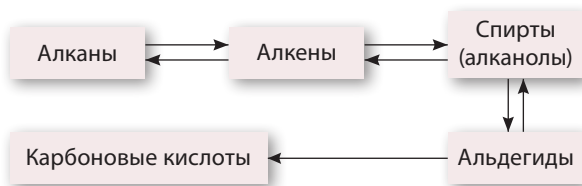
Ответ: $m(\text{соли}) = 25,28 \text{ г}$

7. Используя диаграмму Венна, укажите, что общего между этанолом и этановой кислотой и чем они отличаются друг от друга.



Работа в группе

8. Дополните общими формулами и конкретными примерами схему генетической связи между алканами, алкенами, спиртами, альдегидами и одноосновными карбоновыми кислотами:



9. С помощью представителей классов органических веществ, изученных ранее, напишите уравнения реакций: а) присоединения; б) разложения (отщепления); в) замещения.

Запомните!

Карбоновые кислоты:

- получают окислением органических веществ (спиртов, альдегидов);
- являются относительно слабыми кислотами (по сравнению с минеральными кислотами);
- сходны по свойствам с минеральными кислотами: диссоциация, взаимодействие с основными агентами (металлами, оксидами металлов, основаниями, солями).

1.3. Сложные эфиры

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- давать определение понятиям *сложный эфир*, *реакция этерификации* и *гидролиза*;
- описывать нахождение в природе, состав, строение и объяснять названия сложных эфиров;
- характеризовать химические свойства и приводить примеры применения сложных эфиров;
- оценивать роль сложных эфиров в качестве ароматизаторов для повышения качества продукции;
- выполнять упражнения и решать задачи на основании генетических связей изученных классов.

Общая характеристика. Сложные эфиры являются производными карбоновых кислот.

Общая формула сложных эфиров такая же, как и у карбоновых кислот — $C_nH_{2n}O_2$. Названия сложных эфиров формируются из названий кислот и спиртов, из которых они образованы. Согласно систематической номенклатуре, при составлении названия берут систематическое

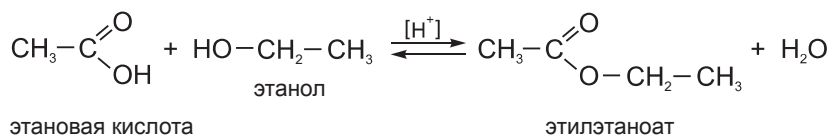
Ключевые понятия

- Сложный эфир
- Этерификация
- Обратимость
- Кислотный гидролиз
- Щелочной гидролиз
- Ароматизаторы

название спирта, в котором часть слова **-анол** заменяют на **-ил**, затем добавляют название кислоты, в которой часть слова **-вая** заменяют на **-ат**. Например, $\text{CH}_3\text{-CO-O-CH}_3$ называется **метилэтанойт**. Зачастую используют историческое название — **метиляцетат** или **метиловый эфир уксусной кислоты**.



Получение. Реакция между карбоновой кислотой и спиртом называется **реакцией этерификации**. Она протекает при нагревании в присутствии катализаторов (сильных кислот) и является обратимой. Например:



Чтобы способствовать образованию сложных эфиров, из реакционной системы непрерывно удаляется вода.

Физические свойства. Сложные эфиры — это жидкости или твердые вещества, нерастворимые в воде, но растворимые в органических растворителях. Некоторые эфиры обладают приятным запахом, что позволяет использовать их в качестве ароматизаторов.

Химические свойства. Самое важное свойство эфиров — это **гидролиз**. С помощью этой реакции из эфиров можно получать соответствующие спирты и карбоновые кислоты.

Процесс гидролиза в присутствии сильных кислот является реакцией, обратной реакции этерификации:



Чтобы способствовать кислотному гидролизу, из реакционной системы непрерывно удаляется один из продуктов реакции.



Аромат груш обусловлен присутствием изоамиляцетата ($\text{CH}_3\text{COOC}_5\text{H}_{11}$)

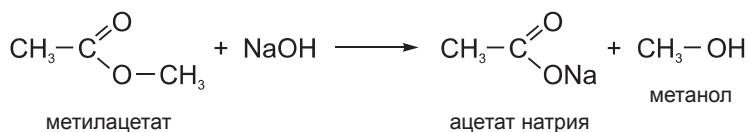


Своим ароматом вишня обязана присутствию амилформиата ($\text{HCOOC}_5\text{H}_{11}$)



Запах ананаса обусловлен присутствием этилбутианоата ($\text{C}_3\text{H}_7\text{COOC}_2\text{H}_5$)

Сложные эфиры взаимодействуют и со щелочами (щелочной гидролиз). Например:



Ацетат натрия не взаимодействует с метиловым спиртом и, следовательно, процесс является необратимым.

Нахождение в природе и применение. Низшие сложные эфиры образуются в ягодах, фруктах и цветах, обуславливая их специфический аромат.

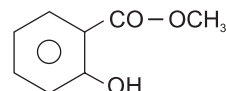
В связи с тем, что различным отраслям промышленности (пищевой, косметической, текстильной и др.) требуются большие количества эфиров, некоторые из них получают из природного сырья путем экстракции. Однако большая их часть получается путем химического синтеза: как ароматизаторы, идентичные натуральным (природным), так и синтетические ароматизаторы, не существующие в природе.

Низшие сложные эфиры (получаемые синтетически) входят в состав различных фруктовых эссенций (грушевой, ананасовой, вишнёвой, яблочной и др.). Например, изоамилацетат ($\text{CH}_3\text{COOC}_5\text{H}_{11}$) имеет запах груш, этилбутаноат ($\text{C}_3\text{H}_7\text{COOC}_2\text{H}_5$) — запах ананаса и др. Эссенции применяют как обязательные добавки к косметическим продуктам (таким как кремы, мыло, шампуни) и пищевым продуктам (прохладительным напиткам, пирожным, тортам и пр.).

Представим себе, что фрукты, напитки, пирожные не будут иметь запаха. Уменьшится ли их пищевая ценность? Нет. Эфиры как специфические ароматизаторы необходимы для придания продуктам индивидуальных, не сравнимых друг с другом свойств, что позволяет отличить один продукт от другого.



Запах жасмина обусловлен присутствием метилсалицилата



ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения

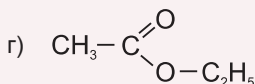
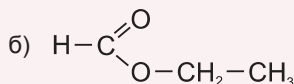
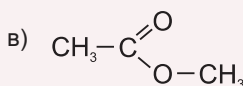
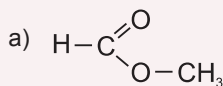
«Кислородсодержащие производные углеводов»

Гуманитарный профиль

- Выберите общую формулу: I — альдегидов; II — предельных одноосновных карбоновых кислот:
 - $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{COOH}$
 - $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$
 - $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{O}_2$
 - $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$
- Уксусная кислота образуется при:
 - гидратации ацетилена;
 - окислении этанала;
 - скисании вина;
 - присоединении воды к этилену.
- Закончите уравнения возможных реакций:
 - $\text{HCOOH} + \text{Cu} \longrightarrow$
 - $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow$
 - $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ}$
- Напишите уравнение реакции нейтрализации муравьиной кислоты гидроксидом калия (KOH) в молекулярном и ионном виде.
- Укажите сходства между спиртами и карбоновыми кислотами:
 - первые представители газообразны;
 - в водном растворе диссоциируют;
 - характерна водородная связь;
 - окисляются на воздухе.
- Рассчитайте массу уксусной кислоты, необходимой для взаимодействия с оксидом магния (MgO) количеством вещества 0,5 моль.

Ответ: $m(\text{кислоты}) = 60 \text{ г}$

7. Назовите сложные эфиры:



8. Напишите структурные формулы и названия всех изомеров состава $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$.

9. Дайте определение понятию *реакция этерификации*. Напишите уравнения реакций получения сложных эфиров, указанных в задании 7.

10. Напишите уравнение реакции гидролиза метилацетата:

а) взаимодействием с водой в присутствии кислоты;

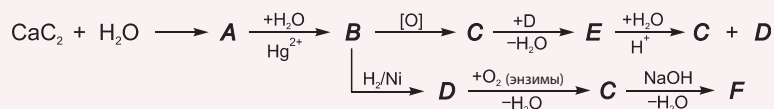
б) взаимодействием с раствором щелочи.

Укажите в каждом случае тип гидролиза (кислотный, щелочной). Чем сходны и чем отличаются эти реакции?



Работа в группе

11. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения (здесь С — кислота):



12. Изучите дома этикетки на различных флаконах, пакетах от соков, упаковках с косметическими препаратами (мыло, кремы, лосьоны, шампуни). Запишите в тетрадь информацию о содержании ароматизаторов согласно схеме: а) *общая* (например, аромат, парфюм, пищевой продукт); б) *источник получения* (натуральный ароматизатор или синтетический); в) *специфичность* (эфир молочной кислоты (в молочных продуктах), изоамилацетат и др.).



Запомните!

- Сложные эфиры являются производными карбоновых кислот с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.
- Сложные эфиры образуются при взаимодействии карбоновых кислот со спиртами.
- Сложные эфиры подвергаются гидролизу (обратная реакция, реакции этерификации).

Проект

Тема: Консерванты и ароматизаторы — за и против

Аргумент: В повседневной жизни мы сталкиваемся с пищевыми консервантами и ароматизаторами.

Пищевые консерванты — это химические вещества, роль которых заключается в блокировании размножения микроорганизмов в пищевых продуктах, тем самым предотвращая порчу, брожение, изменение текстуры, цвета или запаха продуктов питания.

Ароматизаторы — это группа веществ с разнообразными запахами, которые добавляют в различные продукты питания или полуфабрикаты, чтобы сделать их более приятными и более аппетитными.

Мы живем в химическом мире, едим химикаты, моемся синтетическими средствами, содержащими химикаты... В этих условиях крайне важно научиться правильно пользоваться этими продуктами, учитывая их влияние на организм и здоровье человека.

Сформируйте команду вместе с несколькими коллегами и разработайте проект о влиянии консервантов и ароматизаторов на человека, подчеркивая важность и вредность некоторых из них.

Этапы исследования.

- Классифицируйте консерванты;
- Классифицируйте ароматизаторы;
- Опишите три консерванта, оказывающих положительное влияние на человека, и три консерванта, оказывающих отрицательное влияние на человека;
- Опишите три ароматизатора, оказывающих положительное влияние на человека, и три ароматизатора, оказывающих отрицательное влияние на человека;
- Укажите, где можно найти упомянутые вами консерванты и ароматизаторы.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Постеры
- Рефераты

Защита проекта

Каждая команда выбирает способ представления и одного представителя для защиты проекта перед классом.

На выступление отводится до 10 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность выбранных веществ;
- Научное содержание проекта;
- Выступление команды;
- Использованные источники информации (библиография);
- Соответствие выступления отведённому лимиту времени.

ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ С БИОЛОГИЧЕСКИМ И ПРОМЫШЛЕННЫМ ЗНАЧЕНИЕМ

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

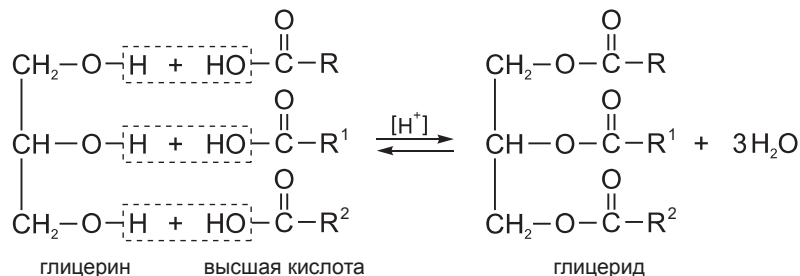
- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к органическим соединениям биологического и промышленного значения;
- характеризовать в сравнении жизненно важные органические соединения по разработанным алгоритмам;
- моделировать для жизненно важных органических соединений: а) реакции, характеризующие химические свойства; б) превращения в организме и в природе;
- решать формативные задачи на основе свойств/получения/применения/идентификации органических соединений с биологическим и промышленным значением;
- исследовать экспериментально реальные/моделированные проблемные контексты, связанные со свойствами, получением, идентификацией и применением жизненно важных органических соединений;
- формулировать персональные выводы о важности органических соединений в комплексной и сбалансированной системе питания.

2.1. Жиры

2.1.1. Строение и свойства жиров

Строение и нахождение в природе. Изучая сложные эфиры, мы убедились, что в их образовании принимают участие различные карбоновые кислоты и спирты. Существует еще одна многочисленная группа представителей природных сложных эфиров, образованных различными карбоновыми кислотами и одним многоатомным спиртом — **глицерином**. Эти сложные эфиры называются **глицеридами**.

В общем виде реакцию образования сложных эфиров глицерина (глицеридов) можно представить следующим образом:



Как видно из приведенной схемы, глицерин реагирует с тремя молекулами (одинаковых или разных) высших карбоновых кислот, в которых R, R¹, R² — углеводородные радикалы. Для упрощения примем, что R=R¹=R²=C₁₇H₃₅. Кислота C₁₇H₃₅COOH называется **стеариновой** (таблица 1.2, с. 22).

Ключевые понятия

- Глицериды
- Тристеарат глицерина
- Жирные кислоты
- Жиры, масла
- Гидролиз
- Окисление
- Прогоркание

Примечание

Жиры, углеводы и белки являются основными компонентами клеток, отвечая за обмен веществ и защиту организма.

Знаете ли вы?

Коровье молоко содержит около 3,6 % жиров, а козье — 4,8 % жиров.

Природные глицериды называют **жирами**, т. к. они являются основным компонентом жиров.

Жиры хорошо известны и нашли широкое применение и использование. Сливочное масло, животный жир (свиной или куриный), растительное масло (подсолнечное, оливковое) и многие другие жиры — все они входят в наш ежедневный рацион.

По своему происхождению жиры делятся на **животные** (говяжий, свиной, птичий) и **растительные** (подсолнечное, кукурузное, соевое и др. масла).

Жиры наряду с углеводами и белками являются источником энергии для организма. В растениях они главным образом сосредоточены в семенах и плодах (табл. 2.1), а в организме человека и животных — в подкожных слоях и в тканях, предохраняющих внутренние органы.

Таблица 2.1. Содержание жиров в плодах и семенах растений

Растение	Содержание, %	Растение	Содержание, %	Растение	Содержание, %
Какао (бобы)	52	Конопля	33	Кукуруза (зерно)	5,6
Подсолнух (семена)	51	Арбуз (семена)	30	Рис	2,9
Арахис	50	Соя	20	Пшеница	2,7
Оливки	50	Овес	7,2	Рожь	2,5

Многообразие жиров. Исследования показывают, что в состав жиров входят около 200 остатков высших предельных и непредельных карбоновых кислот с неразветвленным углеродным скелетом. Эти кислоты называются **жирными**.

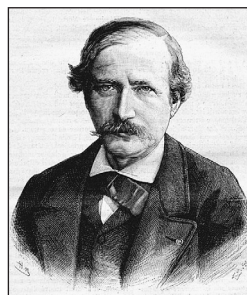
Каждый жир (например: сливочное масло, кукурузное масло, свиной или говяжий жир) представляет собой смесь вышеназванных глицеридов в определенных соотношениях.

Большую часть в составе жиров составляют 3–5 жирных кислот с 16–18 атомами углерода в молекуле, в том числе и стеариновая кислота (C₁₇H₃₅-COOH).

Физические свойства. Жиры — это жидкие и твердые вещества без запаха. Они легче воды и нерастворимы в ней, но хорошо растворяются в неполярных органических растворителях.

Глицериды, в составе которых преобладают остатки непредельных кислот (например, олеиновая кислота C₁₇H₃₃COOH), являются жидкими; жиры, содержащие их, также являются жидкими и называются маслами. А глицериды, в составе которых преобладают остатки предельных кислот, являются твердыми (твердые жиры). Чаще всего жиры животного происхождения твердые, а растительного происхождения — жидкие, хотя бывают и исключения, например: рыбий жир, кокосовое масло.

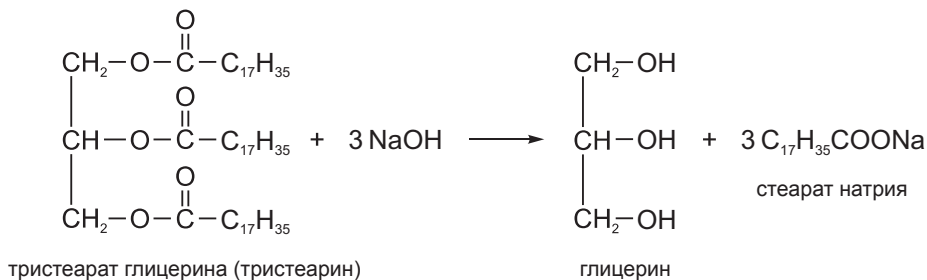
Глицериды как индивидуальные вещества имеют фиксированную точку плавления, а твердые жиры плавятся в широком интервале температур, т. к. представляют собой смесь различных глицеридов.



**ПЬЕР ЭЖЕН
МАРСЕЛЕН БЕРТЛО**
(1827–1907)

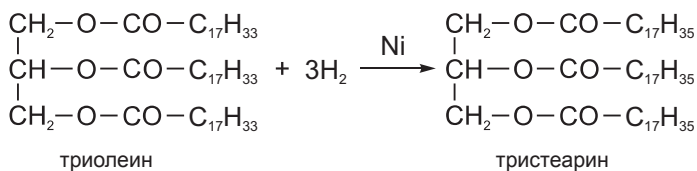
Один из самых известных химиков XIX века. Автор многих органических синтезов, среди которых синтез алканов (из иодалканов, из алкенов), бензола (тримеризацией ацетилена), метанола, формиата натрия, жиров (из глицерина и жирных кислот).

Химические свойства. Гидролиз. Глицериды, подобно сложным эфирам, способны к реакции гидролиза. Эта реакция является каталитической и протекает в присутствии минеральных кислот или щелочей. Реакция гидролиза жиров в присутствии кислот, как и в случае сложных эфиров, является обратимой. Реакция щелочного гидролиза жиров является необратимой, т. к. в результате реакции образуются соли жирных кислот. *Например, гидролиз тристеарата глицерина, называемого *тристеарином*, протекает по схеме:



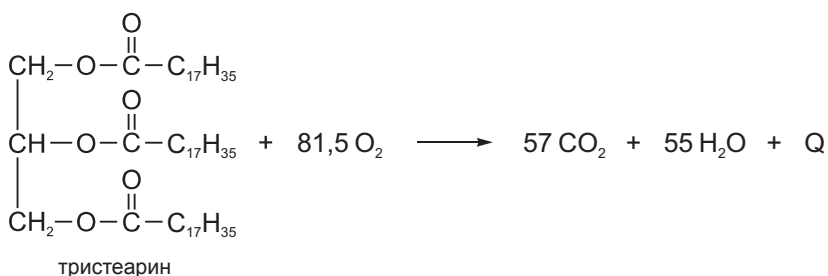
Натриевые или калиевые соли жирных кислот обладают моющим действием, входят в состав мыла и, соответственно, их применяют для его производства.

***Гидрирование.* Жидкие глицериды (масла), в которых преобладают кислотные остатки ненасыщенных кислот, подвергаются реакции гидрирования:



Масла доступнее, чем твердые жиры, но они более нестабильны, легко окисляются, полимеризуются.

Окисление. Жиры, аналогично многим органическим соединениям, могут подвергаться частичному или полному окислению. Например, тристеарин ($\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$) *сгорает в организме* в соответствии с уравнением реакции:



Прогоркание жиров. При длительном или неправильном хранении твердые и особенно жидкие жиры приобретают неприятный запах и вкус (становятся прогорклыми). Это объясняется протеканием химических процессов: а) ферментативным гидролизом с образованием свободных органических кислот; б) самоокислением, приводящим к образованию альдегидов с неприятным запахом; в) полимеризацией. Воздух, свет, тепло и влага способствуют протеканию этих процессов и ускоряют прогоркание, поэтому жиры рекомендуется хранить в темном, прохладном месте и в герметично закрытой таре или упаковке (без доступа воздуха). Процесс полимеризации происходит в результате разрыва более слабых связей *(п-связей) в непредельных кислотных остатках молекул глицерида.

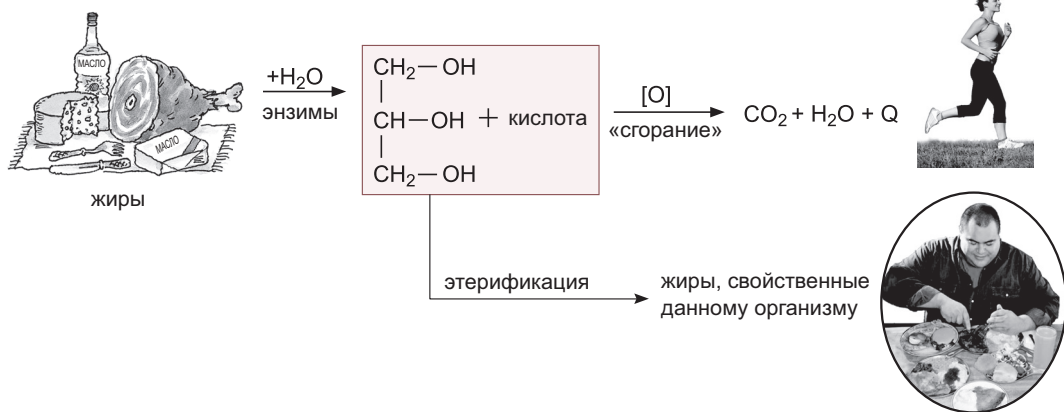
2.1.2. Значение жиров. Мыло и синтетические моющие средства

Применение. Жиры являются одним из основных источников питания организма, будучи в два раза более калорийным продуктом, чем белки или углеводы. Также их широко применяют в производстве мыла, свечей, медицинских и косметических препаратов. Жиры играют роль растворителей для некоторых витаминов, они также придают продуктам питания особые вкусовые качества.

Способность жиров участвовать в реакциях полимеризации имеет практическое значение. Благодаря этому процессу тонкий слой подсолнечного, кукурузного, конопляного и других масел со временем «высыхает» на воздухе, образуя эластичную прозрачную пленку, устойчивую к внешним воздействиям (*высыхающие масла*). Это свойство лежит в основе производства масляных красок, олифы, лаков, линолеума.

Биологическая роль жиров. Являясь источником энергии, жиры поддерживают процессы, лежащие в основе функционирования всего организма. Жировые отложения в организме являются теплоизолирующим слоем.

Попадая в организм с пищей, жиры гидролизуются под воздействием ферментов (липаз), которые содержатся в желудочном и кишечном соках. В желудке протекает кислотный гидролиз, в кишечнике щелочной. Часть продуктов гидролиза — глицерин и «жирные» кислоты — «сгорает» (постепенное окисление до CO_2 и H_2O) с выделением энергии, необходимой организму. Другая часть вновь взаимодействует (реакция этерификации) и образует жиры, свойственные и необходимые данному организму. Они переносятся кровью в жировые ткани, где накапливаются и являются резервным источником энергии. Таким образом, в организме протекают процессы, которые можно отразить следующей схемой:



- Как видно из приведенной схемы, в организме протекают три жизненно важных процесса:
- ферментативный гидролиз жиров;
 - окисление («сгорание») части продуктов гидролиза;
 - этерификация оставшихся продуктов гидролиза.

Очень важно понимать, что оба процесса (окисления и этерификации) протекают одновременно. Если при умеренном потреблении жиров в ежедневном рационе мы будем выполнять большую физическую нагрузку, то в организме будет образовываться и накапливаться меньше жиров, и наоборот.

Важность жиров для организма. Мы часто слышим призыв исключить из нашего рациона жиры, потому что они вредны, потому что содержат холестерин, ведут к ожирению и т. д.

Примечание V

Высыхающие масла широко применяют в производстве красок, невозможно переоценить их значение для искусства живописи. Открытие этих свойств масел в эпоху Возрождения сыграло революционную роль в искусстве. Картины, написанные такими красками, надолго сохраняют свежесть и цвет.

Существуют и другие утверждения, говорящие о жизненной необходимости жиров, т. к. жиры обеспечивают энергией наш организм, поддерживают нужный состав клеточной мембраны, поддерживают осмотическое давление крови, участвуют в передаче нервных импульсов и синтезе некоторых основных гормонов, а также в усвоении витаминов.

Какой информации верить? — Обеим!

По своей жизнеобеспечивающей роли жиры делятся на *относительно вредные* и *очень полезные*. К вредным относятся насыщенные жиры (твердые), которые содержатся в мясе, сливочном масле, молоке, яичном желтке и др. Однако все эти продукты все-таки нельзя полностью исключить из рациона, т. к. они содержат и полезные компоненты (белки, витамины, макро- и микроэлементы). С этой целью пищевая промышленность производит обезжиренные продукты. Полезные жиры содержат ненасыщенные глицериды. Это натуральные масла оливок, арахиса, авокадо, орехов, семечек. Очень полезен рыбий жир. Его выпускают промышленно в виде лекарственного препарата (под названием Omega 3 Plus), который предотвращает атеросклероз, сердечно-сосудистые заболевания и нормализует обменные процессы.

Таким образом, рекомендуется снизить в рационе количество продуктов, содержащих насыщенные жиры, и ежедневно употреблять умеренное количество продуктов, содержащих полезные натуральные масла.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Что общего и в чем отличие сложных эфиров и глицеридов?
2. Каковы различия между сложными эфирами и жирами?
3. Приведите примеры жиров: а) растительного; б) животного происхождения.
4. Охарактеризуйте глицериды, указав класс соединений, к которому они принадлежат, и нахождение их в природе.
5. Объясните физические свойства жиров. По какой причине твердые жиры плавятся не при определенной фиксированной температуре, а в интервале температур?
6. Укажите факторы, способствующие прогорканию жиров, и предложите способы предотвращения этого процесса.
7. Приведите примеры областей применения жиров и свойства, на которых они основаны.
8. Рассчитайте минимальное количество коровьего молока, концентрация жиров в котором составляет 3,6 %, необходимого для получения сливочного масла массой 10 кг.
- *9. Приведите возможные структурные формулы глицерида состава $C_{57}H_{104}O_6$.

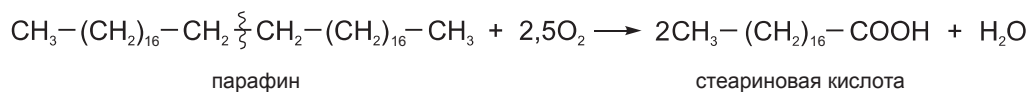
ТВОРЧЕСКАЯ ДЕЯТЕЛЬНОСТЬ

Представление органического вещества в противоречии

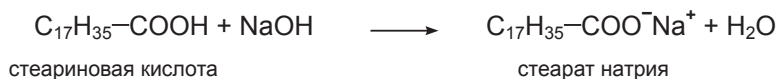
Для примера приведем известное вещество — нитроглицерин. Это взрывчатое вещество, открытое в 1847 году итальянским химиком Асканио Собrero. Впоследствии было установлено еще одно его свойство: 1%-ный водный раствор нитроглицерина можно назначать при сердечных заболеваниях в качестве средства, расширяющего кровеносные сосуды. Таким образом, одно и то же вещество может не только разрушать, но и спасать. Все зависит от цели применения.

Задание: Выберите другое вещество, которое вы охарактеризуете в противоречии (найдите информацию в различных источниках, включая сеть Интернет). Вещество может относиться к различным типам углеводов или классам органических соединений.

Мыло и синтетические моющие средства. Основным компонентом мыла являются натриевые или калиевые соли высших жирных кислот. Их можно получить при щелочном гидролизе твердых жиров, а также при окислении высших углеводов нефти, например $C_{28}-C_{36}$. В последнем случае кислоты получаются по следующей схеме:

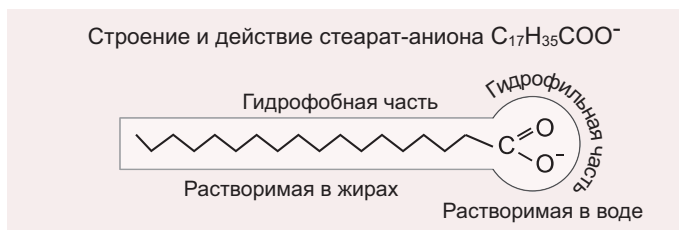


Далее полученные кислоты обрабатывают гидроксидом натрия или калия. Натриевые соли используют для производства *твердого* мыла, калиевые — *жидкого*.



Моющее действие мыла обусловлено строением веществ, входящих в его состав.

Каким образом мыло переходит в раствор при стирке тканей? В водном растворе мыла образуются анионы (например, $C_{17}H_{35}COO^-$), которые состоят из двух частей: полярной COO^- , растворимой в воде (вода — полярный растворитель) и являющейся **гидрофильной** частью, и неполярной части ($-C_{17}H_{35}$), растворимой в жирах как неполярных растворителей, называемой **гидрофобной**. Такие вещества называются **поверхностно-активными** (ПАВ).



При стирке в капельки жира на загрязненной ткани проникают неполярные концы молекул мыла, в результате чего жировая капля оказывается окруженной полярными группами с отрицательным зарядом COO^- . Вследствие взаимного отталкивания масляные капельки дробятся, образуя водно-щелочную эмульсию. Таким образом жир переходит в раствор (рис. 2.1; а, б, в).

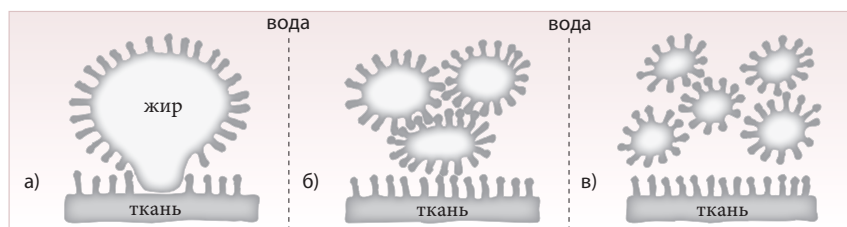
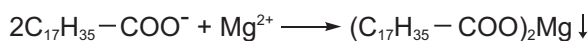


Рис. 2.1. Механизм мощного действия мыла: а → б → в

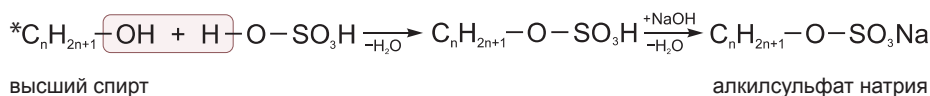
Знаете ли вы?

Еще во времена Античности (I век до н. э.) известный римский историк и философ Плиний Старший описал процесс получения мыла при обработке золой животных жиров.

Моющее действие мыла снижается в жесткой воде вследствие образования нерастворимых солей жирных кислот с ионами кальция и магния:



Синтетические моющие средства (СМС), в отличие от мыла, более эффективны при стирке. Их основным компонентом являются соли алкилсульфоновых кислот. Они, подобно мылу, имеют гидрофобно-гидрофильное строение и обладают мощнейшей способностью, но не образуют осадка в жесткой воде. Соли алкилсульфатов ($C_{12}-C_{18}$) образуются по схеме:

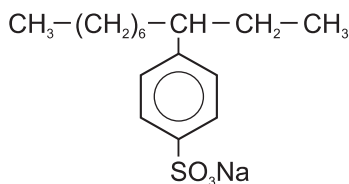


Синтетические моющие средства по сравнению с растворами мыла имеют ряд преимуществ: их среда нейтральна; они пригодны для стирки в жесткой и холодной воде.

Охрана окружающей среды от загрязнения синтетическими моющими средствами. Ежедневное применение больших количеств моющих средств в промышленности и домашнем хозяйстве приводит к опасному загрязнению окружающей среды. Сточные воды, образуемые в результате использования моющих средств, попадают в реки, водоемы, почву, что в конечном счете отравляет живые организмы. Следует отметить, что моющие средства, наряду с поверхностно-активными веществами, содержат и другие компоненты (ароматизаторы, эмульгаторы, отбеливатели), которые в больших количествах оказывают негативное воздействие на живые организмы, вызывая различные заболевания, такие как астма, хронические аллергии, лечить которые довольно трудно. Всё это указывает на необходимость соблюдения ряда условий, при которых окружающая среда оставалась бы максимально экологически чистой:

- воду после стирки и мытья следует сливать в специально предназначенные для этого сливные емкости;
- необходимо синтезировать новые типы моющих средств, способных к биологическому разложению (разложение моющих средств в природных условиях под воздействием микроорганизмов).

Одно из таких веществ, способное к биологическому разложению, имеет формулу:



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Объясните биологическую роль жиров. В чем смысл выражения: *калорийность жиров*?
- *2. Используя тристеарин в качестве примера, напишите уравнения реакций гидролиза, окисления и этерификации, которые протекают в организме. Укажите значимость каждого процесса.
3. Что собой представляют поверхностно-активные вещества? Объясните механизм расщепления жиров при стирке и мытье.
4. Изучите информацию на упаковках мыла и моющих средств, применяемых вами дома. Как они называются, какие вещества входят в их состав и каковы рекомендации по их применению?
5. Известно, что при окислении 1 г жира выделяется около 40 кДж энергии.
Рассчитайте энергетическую ценность приведенных ниже продуктов, содержащих жиры (в кДж):
а) 50 г арахиса; б) 75 г пшеницы; в) 40 г семян подсолнуха.
Воспользуйтесь данными *таблицы 2.1*.
6. Какие из приведенных продуктов представляют большую энергетическую ценность для организма?
а) 4 г сои или 40 г ржи; б) 50 г арахиса или 300 г пшеницы; в) 100 г овса или 450 г риса.
7. Рассчитайте дневную норму потребления жиров для учащегося, если для данного возраста дневная энергетическая норма, получаемая за счет жиров, составляет 3800 кДж (1 г жира дает около 40 кДж энергии).

Запомните!

Жиры:

- являются сложными эфирами высших карбоновых кислот и глицерина;
 - твердые жиры образованы преимущественно предельными кислотами, жидкие — непредельными кислотами;
 - гидролизуются с образованием глицерина и жирных кислот;
 - являются основным энергетическим источником организма.
- Мыло и синтетические моющие средства являются солями высших карбоновых кислот.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3



Изучение свойств мыла и синтетических моющих средств (СМС)

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки, держатель для пробирок, спиртовка или газовая горелка.

Реактивы: кусочек мыла ($\approx 0,2$ г), жидкое или твердое синтетическое моющее средство ($\approx 0,2$ г), раствор соли кальция, масло (жир), дистиллированная вода, лакмус, водопроводная вода.

1. Приготовление раствора мыла и СМС

Опустите в пробирку кусочек мыла, влейте 3 мл дистиллированной воды. При равномерном помешивании нагрейте пробирку в пламени спиртовки до полного растворения мыла. В другую пробирку поместите СМС, долейте 3 мл дистиллированной воды, осторожно перемешайте. Рассмотрите оба раствора. Что наблюдаете? В какой пробирке растворение протекает легче? Почему?

2. Изучение свойств мыла и СМС

Внесите в пробирку 2–3 капли приготовленного раствора мыла и добавьте к нему одну каплю раствора лакмуса. Что наблюдаете? Какова реакция среды?

Распределите раствор мыла по трем пробиркам (около 1 мл в каждую).

В первую добавьте несколько капель соли кальция, во вторую долейте около 2 мл водопроводной воды, в третью — каплю масла. Аккуратно встряхните содержимое всех пробирок.

Повторите аналогичные операции, используя раствор СМС. Что наблюдаете? Сравните свойства раствора мыла и раствора СМС. Сделайте выводы.

Перенесите в тетрадь и заполните таблицу.

Приборы и реактивы	Ход работы	Наблюдения	Выводы. *Уравнения реакций

ТВОРЧЕСКАЯ ДЕЯТЕЛЬНОСТЬ



Чтобы пополнить свои знания о биологической роли жиров, организуйте дебаты на тему: «Значение жиров в нашем рационе». Объясните, почему жиры иногда потребляют неправильно (полностью исключают из рациона или употребляют в избытке), что приводит в первом случае к анорексии, а во втором — к ожирению.



Определение непредельного характера растительного масла

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, пипетки, бромная (иодная) вода, растительное масло.

Взаимодействие растительного масла с бромной водой. Налейте 0,5 мл растительного масла в пробирку. С помощью пипетки добавьте 2–3 капли бромной воды в пробирку с растительным маслом, энергично встряхните. Что вы заметили?

Перенесите в тетрадь и заполните таблицу, учитывая, что основным компонентом растительного масла является триолеин, а реакция бромирования протекает аналогично реакции гидрирования.

Приборы и реактивы	Ход работы	Наблюдения	Выводы. *Уравнения реакций

2.2. Углеводы — продукты фотосинтеза



Сахариды входят в состав фруктов и ягод

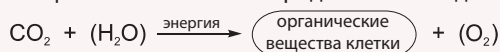
Значение. Получение. Нахождение в природе. Углеводы (сахара) являются одним из самых распространенных классов природных веществ — они составляют около 80 % всей растительной массы. Глюкоза, фруктоза, сахароза, крахмал, целлюлоза — все эти вещества относятся к классу углеводов и являются продуктами фотосинтеза.



Фотосинтез можно назвать уникальным природным процессом образования органических веществ из неорганических. Оксид углерода (IV), принимающий участие в фотосинтезе, является продуктом нашей жизнедеятельности, который выбрасывается в окружающую среду. Фотосинтез выполняет три жизненно важные функции: а) синтезирует органические вещества; б) очищает атмосферу; в) генерирует кислород.

По химизму фотосинтез является очень сложным процессом, который протекает через множество стадий (как параллельных, так и последовательных), с участием большого числа промежуточных продуктов и в присутствии ряда катализаторов. Несмотря на многочисленные исследования, процесс фотосинтеза до сих пор не удается осуществить в лабораторных условиях. Исследования показывают, что конечными продуктами фотосинтеза, наряду с углеводами, являются жиры (липиды) и белки.

Процесс фотосинтеза протекает в целом ряде организмов (высшие растения, водоросли, некоторые бактерии), в которых под действием света синтезируются органические вещества. Обобщенное уравнение фотосинтеза можно представить в виде схемы:



В данной схеме вода и кислород приведены условно. Высшие растения и водоросли усваивают CO_2 и H_2O , в то время как некоторые бактерии поглощают CO_2 и H_2S , а вместо кислорода выделяют другие продукты. На *рисунке 2.4* (с. 49) представлена схема круговорота оксида углерода (IV) и кислорода в природе.

▲ Вспомните!

Процесс образования углеводов в зеленых листьях растений из CO_2 и H_2O под воздействием тепла и света называется *фотосинтезом*.

Одни углеводы составляют основу продуктов питания, другие являются строительным материалом, третьи — сырьем в производстве волокон, взрывчатых веществ, медицинских препаратов, бумаги и пр.

Помимо синтеза жиров и белков, углеводы участвуют в обмене веществ в организме человека и животных, обеспечивая их энергией, необходимой для жизнедеятельности.



Название «углеводы» связано с общей формулой $C_nH_{2n}O_n$ или $C_n(H_2O)_n$, которой отвечают представители данного класса. Название *сахариды* (или *глициды*) обусловлено их сладким вкусом (лат. *saccharum* — сахар, *glycos* — сладкий).

Химики чаще всего пользуются названиями, происходящими от формулы гидрата углерода $C_n(H_2O)_n$, биологи же обычно употребляют названия, связанные с их вкусовыми качествами — *сахариды* (или *глициды*). Однако все эти названия являются условными.

В зависимости от строения углеводы можно разделить на две группы: *простые*, или *моносахариды*, и *сложные*, или *полисахариды*.

2.2.1. Моносахариды. Глюкоза



Моносахаридами называют вещества, которые не подвергаются гидролизу, а полисахаридами — соединения, которые гидролизуются с образованием моносахаридов.



Ключевые понятия

- Глюкоза
- Моносахарид
- Альдегидспирт
- Спиртовое брожение
- Фотосинтез
- Фруктоза

Главными представителями моносахаридов являются *глюкоза* и *фруктоза*. Молекулы глюкозы и фруктозы состоят из шести атомов углерода и являются представителями *гексоз* (от греческого *hexa* — шесть).

Физические свойства. Глюкоза представляет собой белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус. Растворимость глюкозы обусловлена наличием гидроксильных групп —ОН, благодаря которым образуются водородные связи.

Определение структурной формулы. Молекулярная формула глюкозы $C_6H_{12}O_6$. Структурная формула глюкозы была установлена с помощью реакций, приведенных в *таблице 2.2*.

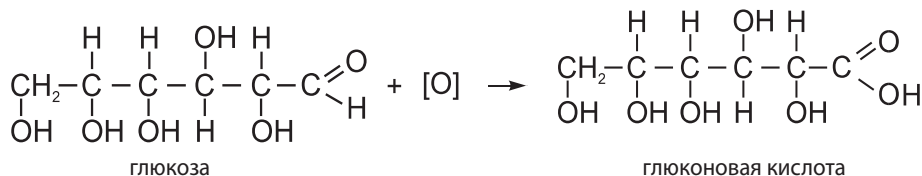
Таблица 2.2. Опыты, доказывающие строение глюкозы

Опыт	Результат	Выводы
1. Нагревание водного раствора глюкозы с реактивом Толленса	Наблюдается появление зеркального налета серебра на стенках пробирки	Молекула глюкозы содержит альдегидную группу $-C-C-C-C-C-C \begin{matrix} \diagup O \\ \diagdown H \end{matrix}$
2. Встряхивание осадка $Cu(OH)_2$ с раствором глюкозы	Наблюдается растворение осадка $Cu(OH)_2$ и раствор приобретает ярко-синее окрашивание	Глюкоза является многоатомным спиртом. Сколько гидроксильных групп (—ОН) содержит молекула глюкозы?
**3. Этерификация глюкозы ацетилхлоридом $CH_3-C \begin{matrix} \diagup O \\ \diagdown Cl \end{matrix}$	На 1 моль глюкозы расходуется 5 моль ацетилхлорида	Молекула глюкозы содержит 5 групп —ОН. Ее структурная формула: $\begin{matrix} H & H & OH & H \\ & & & \\ CH_2-C & -C & -C & -C \\ & & & \\ OH & OH & OH & H \end{matrix} -C \begin{matrix} \diagup O \\ \diagdown H \end{matrix}$

Опыты, приведенные в *таблице 2.2*, свидетельствуют о том, что глюкоза относится к веществам со смешанными функциями — она одновременно относится и к классу альдегидов, и к классу многоатомных

спиртов (альдегидспирт). Альдегидная группа может быть расположена только в начале или в конце цепи, а гидроксильные группы (–ОН) — по одной у каждого из оставшихся пяти атомов углерода. Один и тот же атом углерода не может быть связан с двумя или тремя гидроксильными группами.

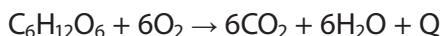
Химические свойства. Некоторые свойства глюкозы были рассмотрены при установлении ее строения (табл. 2.2). Глюкоза обладает двойственным характером: ей присущи свойства альдегидов и многоатомных спиртов. Как *альдегид* глюкоза проявляет свойства окислителя и восстановителя. В мягких условиях она окисляется, превращаясь в глюконовую кислоту:



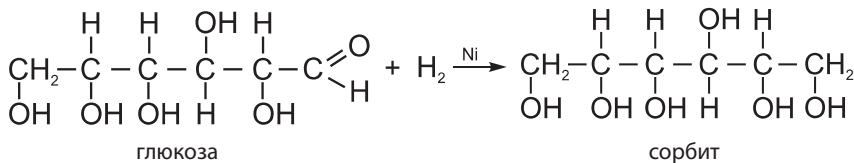
Кальциевая соль глюконовой кислоты широко используется в медицине под названием *глюконат кальция* (противовоспалительный и антиаллергический препарат).

Реакция окисления глюкозы реактивом Толленса лежит в основе производства зеркал и стеклянных новогодних игрушек.

При полном окислении (сгорании) глюкозы протекает реакция, суммарное уравнение которой имеет вид:



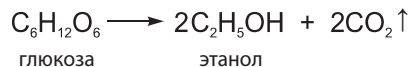
*При восстановлении глюкозы образуется шестиатомный спирт — *сорбит*:



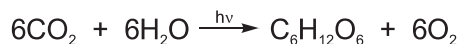
Сорбит служит исходным сырьем для производства витамина С.

Наиболее важными являются превращения глюкозы в присутствии ферментов. Существует несколько видов ферментативного превращения (брожения) глюкозы (спиртовое, молочнокислое, маслянокислое, лимоннокислое и др.), которые протекают в присутствии определенных ферментов.

Спиртовое брожение:



Распространение в природе и получение. Глюкоза образуется в природе в процессе *фотосинтеза*. Суммарное уравнение этого процесса имеет вид:



В природе глюкоза содержится во всех органах растения — корнях, стеблях, листьях, плодах. Значительные количества глюкозы содержатся в винограде, ягодах, фруктах. Выделение глюкозы из соков экономически невыгодно. В промышленности ее получают гидролизом крахмала и целлюлозы — природных высокомолекулярных веществ, молекулы которых состоят из остатков глюкозы. Уравнение реакции приведено на странице 46.

Выполните!

Напишите уравнения реакции окисления глюкозы оксидом серебра и гидроксидом меди (II).

Примечание

Часть глюкозы, которая сразу не расходуется в организме, под действием ферментов подвергается различным превращениям, образуя гликоген (животный крахмал), белки и жиры, свойственные данному организму. Поэтому, чтобы предотвратить ожирение, следует уменьшить количество сладостей в пищевом рационе.

Знаете ли вы?

Все внутренние органы потребляют как источник энергии жиры, углеводы и белки. Исключением является человеческий мозг — он потребляет только глюкозу. Таким образом, наша ежедневная пища должна содержать глюкозу для нормальной умственной деятельности.

Биологическая роль и промышленное значение. Живые организмы не вырабатывают углеводы, они получают их с пищей. Мы уже отмечали, что глюкоза является одним из основных источников энергии для живых организмов. Она попадает в организм как в свободном, так и в связанном виде в составе сахарозы или крахмала, который в больших количествах содержится в картофеле, хлебе, рисе и пр. В организме крахмал гидролизуется под воздействием ферментов, находящихся в желудке и кишечнике. Хорошо растворимая в воде глюкоза, проникая сквозь стенки кишечника, попадает в кровь и разносится кровотоком по всему организму. В клетках часть глюкозы «сгорает» (окисляется), выделяя энергию для жизнедеятельности организма.

Процесс окисления глюкозы протекает согласно уравнению:



Глюкоза является обязательным компонентом крови, но ее концентрация в крови должна варьироваться в пределах 0,07–0,11 %. Если содержание глюкозы в крови превышает допустимый предел, нарушается обмен сахаров в организме и развивается заболевание — *сахарный диабет*.

Будучи легко усвояемым продуктом и хорошим поставщиком энергии, глюкоза широко применяется в медицине как укрепляющее средство при истощении и противошоковое при травмах. Также ее используют для получения многих лекарственных препаратов, таких как: глюконат кальция, витамин С, сорбит. В пищевой промышленности глюкозу применяют для приготовления мармелада, печенья, соков, варений и пр.

Поскольку глюкоза проявляет себя как хороший восстановитель, она применяется в производстве серебряных зеркал, при окраске и навивке тканей.

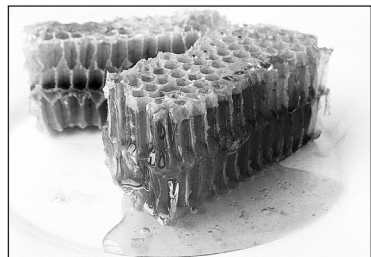
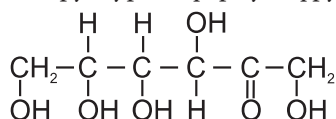
2.2.2. Фруктоза

Фруктоза, наряду с другими углеводами, образуется в процессе фотосинтеза. Она содержится во фруктах, винограде, пчелином меде. Фруктоза представляет собой кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, в 1,5 раза слаще сахара и в три раза слаще глюкозы.

Фруктоза, в отличие от глюкозы, легче усваивается организмом, поскольку для ее усвоения не требуется инсулин (гормон), на основании чего ее рекомендуют больным сахарным диабетом. Глюкоза и фруктоза в равных количествах входят в состав пчелиного меда и составляют его основную часть.

Молекулярная формула фруктозы — $C_6H_{12}O_6$, такая же, как и у глюкозы, следовательно, они являются изомерами.

*При установлении строения фруктозы были использованы те же методы, что и при установлении структуры глюкозы (смотрите таблицу 2.2). В отличие от глюкозы, фруктоза не вступает в реакции, характерные для альдегидов, но она содержит карбонильную (кетонную) группу. Подобно глюкозе, фруктоза обладает свойствами многоатомных спиртов, являясь пятиатомным спиртом. Структурная формула фруктозы имеет вид:



Мед содержит глюкозу и фруктозу в равных количествах

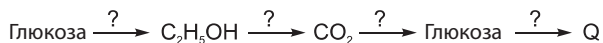
Органические соединения с биологическим и промышленным значением

ОЦЕНИВАНИЕ

1. На основании наблюдений из повседневной жизни опишите распространение в природе и значение углеводов.
2. Каково происхождение названий «углеводы», «сахариды», «глициды»? Насколько они соответствуют строению этих веществ?
3. Почему глюкоза и фруктоза хорошо растворимы в воде? Сравните глюкозу и фруктозу с гексано-лом, который не растворим в воде. Напишите их структурные формулы.
4. Опишите опыты, которые подтверждают строение глюкозы как: а) альдегида; б) пятиатомного спирта.
- *5. Напишите структурные формулы глюкозы (I) и фруктозы (II). Укажите, какая из этих гексоз:
 - а) хорошо растворима в воде;
 - б) сладка на вкус;
 - в) представляет собой твердое бесцветное кристаллическое вещество;
 - г) окисляется в мягких условиях с образованием глюконовой кислоты;
 - д) восстанавливается, образуя сорбит;
 - е) дает реакцию «серебряного зеркала»;
 - ж) используется в качестве источника энергии.
 Напишите уравнения реакций (где это возможно).

6. Предложите один общий реагент, с помощью которого можно идентифицировать глюкозу и как альдегид, и как многоатомный спирт. Напишите схематично уравнения реакций и укажите условия их протекания.

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



Укажите условия протекания этих реакций в природе. Назовите тип каждого превращения.

8. Рассчитайте массу этилового спирта, полученного при брожении глюкозы: а) массой 1 кг; б) количеством вещества 3 моль.
 Ответ: а) $m(\text{спирта}) = 0,51 \text{ кг}$; б) $m(\text{спирта}) = 276 \text{ г}$.
9. При окислении глюкозы массой 1 г выделяется 17,6 кДж энергии. Рассчитайте энергетическую ценность виноградного сока массой 200 г, который содержит 20 % глюкозы.
 Ответ: 704 кДж.
10. Рассчитайте массу глюконовой кислоты, которая может быть получена при окислении глюкозы количеством вещества 2 моль.
 Ответ: $m(\text{глюконовой кислоты}) = 392 \text{ г}$.
- *11. Рассчитайте массу гидроксида кальция, необходимого для полного поглощения углекислого газа, образуемого при спиртовом брожении глюкозы массой 10 кг, содержащей 10 % примесей.
 Ответ: $m(\text{Ca(OH)}_2) = 7,4 \text{ кг}$.

Запомните!

- Глюкоза и фруктоза являются изомерными моносахаридами с молекулярной формулой $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- Глюкоза и фруктоза образуются в процессе фотосинтеза.
- Оба вещества являются многоатомными спиртами, однако глюкоза обладает свойствами альдегидов, а фруктоза относится к кетонам.
- Глюкоза и фруктоза проявляют свойства многоатомных спиртов и карбонильных соединений.

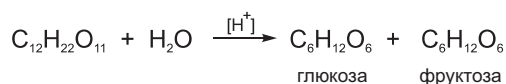
2.2.3. Сахароза

Физические свойства и распространение в природе. Сахароза (пищевой сахар) представляет собой кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус, плавящееся при 160 °С. Если нагреть ее до температуры 180 °С и резко охладить, то сахароза превращается в аморфную массу, похожую на карамель.

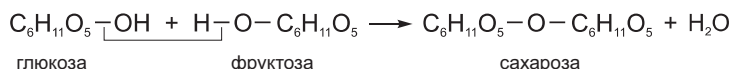
В природе сахароза содержится в моркови, незрелой кукурузе, листьях и семенах многих растений, во фруктах (абрикосах, персиках, грушах), березовом, пальмовом и кленовом соках. Значительные количества сахарозы (15–20 %) содержатся в свекольном соке и в соке сахарного тростника, из которых ее извлекают.

Строение и химические свойства. Молекулярная формула сахарозы — $C_{12}H_{22}O_{11}$.

При гидролизе сахарозы образуются два моносахарида — глюкоза и фруктоза. Следовательно, сахароза является дисахаридом, состоящим из остатков глюкозы и фруктозы:



Молекулу сахарозы можно представить как простой эфир, образованный молекулами глюкозы и фруктозы за счет отщепления молекулы воды:



Следует отметить, что природный простой эфир, образованный из двух остатков глюкозы, полученный из крахмала, называется *мальтозой*, а простой эфир, состоящий из двух остатков глюкозы, полученный из целлюлозы называется *целлобиозой*.

В Республике Молдова сахарозу получают из сахарной свёклы, выращиваемой на больших площадях центрального и северного регионов страны. Заводы по переработке сахарной свёклы расположены в Гиндешть, Дрокии, Глодень, Фэлешть, Дондюшень, Купчинь и др.

Технология переработки свёклы начинается с ее мытья и измельчения. Затем следуют противоточная экстракция сахарозы теплой водой (80 °С), очистка полученного раствора от примесей и кристаллизация.

Применение. Сахароза — очень важный продукт питания. Ее биологическая роль подобна роли глюкозы и фруктозы (продукты ее гидролиза). Производные сахарозы используют в качестве пластификаторов в производстве пластмасс. Также сахарозу применяют в производстве некоторых медикаментов, микстур и сиропов для детей.

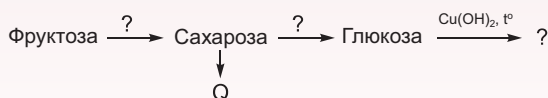


Ключевые понятия

- Сахароза
- Сахар-рафинад
- Дисахарид
- Гидролиз

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Дайте общую характеристику сахарозы по плану: а) молекулярная формула; б) распространение в природе; в) растворимость в воде; г) температура плавления.
2. Укажите сходства и различия между: а) сахарозой и глюкозой; б) сахарозой и фруктозой; в) сахарозой и глицерином; **г) сахарозой и диэтиловым эфиром.
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



- *4. В молекуле какого углевода содержание углерода наибольшее: а) в молекуле глюкозы; б) в молекуле фруктозы; в) в молекуле сахарозы?
5. Рассчитайте массу сахарозы, которую можно получить из 50 т сахарной свёклы, содержащей 15 % сахарозы.

Ответ: $m(\text{сахарозы}) = 7,5 \text{ т}$.

Запомните!

- Сахароза (пищевой сахар) — это дисахарид, молекулярная формула которого — $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- При гидролизе сахарозы образуются глюкоза и фруктоза.
- В промышленности сахарозу получают из сахарной свёклы и сахарного тростника.

* ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5



Исследование процесса гидролиза сахарозы

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование: штатив с пробирками, шпатель, держатель для пробирок, пипетка, спиртовка или газовая горелка.

Реактивы: сахароза, растворы CuSO_4 (0,1 моль/л), NaOH (2 моль/л), H_2SO_4 ($\omega = 20 \%$).

В пробирку налейте 1 мл воды, добавьте сахар на кончике шпателя и перемешайте до полного растворения. Затем добавьте 3 капли 20%-ной серной кислоты. Нагревайте пробирку на горячей водяной бане около 10 минут, затем охладите. Происходит гидролиз сахарозы с образованием глюкозы и фруктозы.

Нейтрализуйте смесь (раствором NaOH) и проверьте наличие альдегидной группы, слегка нагрев ее с 3-мя каплями раствора CuSO_4 (см. Лабораторный опыт № 1; с. 19). Появление красноватого окрашивания свидетельствует о том, что сахароза подверглась гидролизу с образованием фруктозы и глюкозы.

Перенесите в тетрадь и заполните таблицу:

Приборы и реактивы	Ход работы	Наблюдения	Выводы. Уравнения реакций

Проект

Тема: Фастфуд — необходимость или прихоть?

Аргумент: *Фастфуд* (от англ. *fast-food* — быстрая еда) включает блюда, которые можно быстро приготовить и в качестве перекуса употреблять на переменах (между уроками), в транспорте, на улице и т. д. Примером фастфуда является гамбургер или чизбургер (сокращенно — бургер). Бургер состоит из разрезанной надвое булочки, внутрь которой кладут рубленую жареную котлету, сыр, овощи, маринованные огурцы, кетчуп, соус.

В составе группы разработайте проект по данной теме.

Этапы исследования

В процессе разработки проекта соблюдайте следующие этапы:

- разнообразие и калорийность продуктов, входящих в состав фастфуда;
- скорость усвоения в организме;
- влияние фастфуда на здоровье человека;

- какие болезни может вызвать фастфуд.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Постеры
- Рефераты

Защита проекта

Каждая группа выбирает способ представления и одного представителя для защиты проекта перед классом.

На выступление отводится 8–10 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность информации, включенной в проект;
- Научное содержание проекта;
- Выступление группы;
- Использованные источники информации (библиография);
- Соответствие выступления отведённому лимиту времени.

2.2.4. Крахмал

Крахмал — это природный полимер, образующийся в зеленых листьях растений в результате фотосинтеза. Он широко распространен в природе, являясь основным резервным углеводом растений. Значительное количество крахмала содержится в рисе, кукурузе, картофеле (рис. 2.2).

Строение и свойства. Крахмал представляет собой белый порошок, малорастворимый в воде, похожий на пшеничную муку. В горячей воде он набухает, образуя коллоидный раствор — *крахмальный клейстер*.

Если капнуть несколько капель раствора иода (иодная настойка, разбавленная в десять раз) на свежий срез картофеля, то наблюдается окрашивание в синий цвет. Реакция с иодом используется для идентификации крахмала в органической химии.

Если нагреть небольшое количество крахмального клейстера с гидроксидом меди (II), то характерного для Cu_2O окрашивания в красный цвет наблюдаться не будет, что свидетельствует о том, что в крахмале нет свободных альдегидных групп.

Являясь полисахаридом, крахмал подвергается гидролизу, как и сахара.

Ключевые понятия

- Крахмал
- Гликоген
- Полисахарид
- Гидролиз
- Декстрины
- Фотосинтез



Окрашивание крахмала иодной настойкой



62–82 %



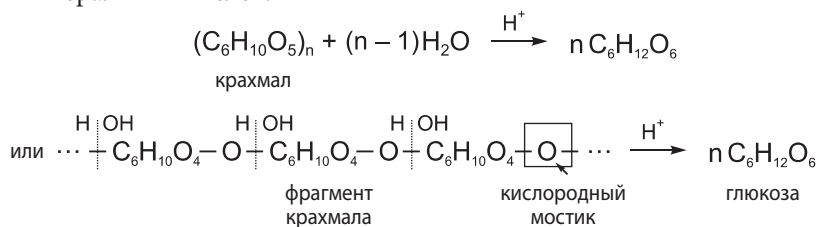
65–72 %



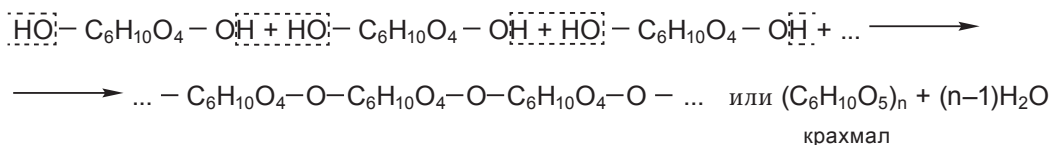
14–24 %

Рис. 2.2. Содержание крахмала в рисе, кукурузе, картофеле

Процесс гидролиза протекает поэтапно, с образованием промежуточных, более низкомолекулярных полисахаридов (*декстринов*), с последующим образованием конечного продукта — глюкозы. Следовательно, макромолекула крахмала состоит из остатков глюкозы, связанных между собой кислородными мостиками, которые разрываются в процессе гидролиза под воздействием минеральных кислот:



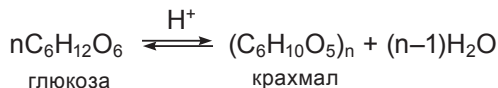
Молекулярная формула крахмала — $(C_6H_{10}O_5)_n$, где n — *степень полимеризации*. Процесс гидролиза является обратимым; при межмолекулярной дегидратации, в которой участвует большое количество молекул глюкозы, образуются макромолекулы крахмала.



Знаете ли вы?

Хрусталик глаза практически полностью состоит из полисахаридов. Наш желудок не «съедает» самого себя (то есть не переваривает себя) благодаря защитному слою, состоящему из углеводов.

*Процесс образования высокомолекулярного соединения (крахмал) и низкомолекулярного продукта (H_2O) называется *реакцией поликонденсации*. Суммарно этот процесс можно представить следующим образом:



Не все макромолекулы крахмала одинаковы. Степень полимеризации n колеблется от нескольких сотен до нескольких тысяч. Одни макромолекулы линейные, другие — разветвленные. В природных продуктах (рис, кукуруза, картофель) макромолекулы крахмала имеют форму гранул.

Биологическая роль. Крахмал является одним из основных источников энергии в организме человека и животных. Попадая в организм с пищей, крахмал подвергается ферментативному гидролизу и превращается в глюкозу. Она проникает в клетки и частично расходуется на энергетические потребности организма согласно схеме:



Оставшаяся часть глюкозы вновь полимеризуется, образуя макромолекулярное соединение гликоген, имеющее ту же молекулярную формулу, что и крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$, но более разветвленную структуру по сравнению с крахмалом.

Гликоген представляет собой резервный источник энергии для организма, используемый в промежутках между приемами пищи и при физических нагрузках. Он усваивается организмом так же, как и крахмал.

Гликоген находится в печени и мышцах.

Если содержание гликогена превышает 50–60 г на 1 кг массы тела, синтез его в организме прекращается, и остаток глюкозы превращается в жир.

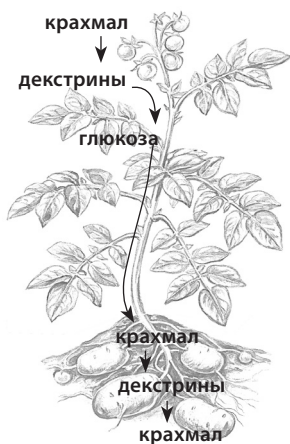


Рис. 2.3. Перемещение крахмала из листьев к клубням картофеля

На рисунке 2.4 показан круговорот в природе углекислого газа и кислорода, которые участвуют в процессе фотосинтеза.

Применение. Крахмал — один из основных продуктов питания. Продукты гидролиза крахмала (декстрины и глюкоза) усваиваются очень легко, поэтому при приготовлении разных блюд из картофеля, кукурузы, злаковых используется термическая обработка (варка, жарка, запекание), при которой крахмал гидролизуется. Появление румяной корочки на хлебе или жареной картошке свидетельствует об образовании клейких декстринов.

Крахмал применяют для получения глюкозы, декстринов, используемых для приготовления сладостей, мармелада, желе, печенья, а также в производстве клеев, бумаги, картона. Большое количество крахмала используется в текстильной промышленности для пропитки и окрашивания тканей. Крахмал необходим в производстве спичечных головок (как загуститель). В фармакологии крахмал применяют для приготовления паст, мазей, таблеток и пр.

Получение. Крахмал извлекают из картофеля и кукурузы. Исходное сырье измельчают, помещают на сита и обильно промывают водой. Гранулы крахмала, влекомые водным потоком, проходят сквозь сито и оседают на дно. После промывания крахмал отделяют от воды и высушивают при пониженном давлении.

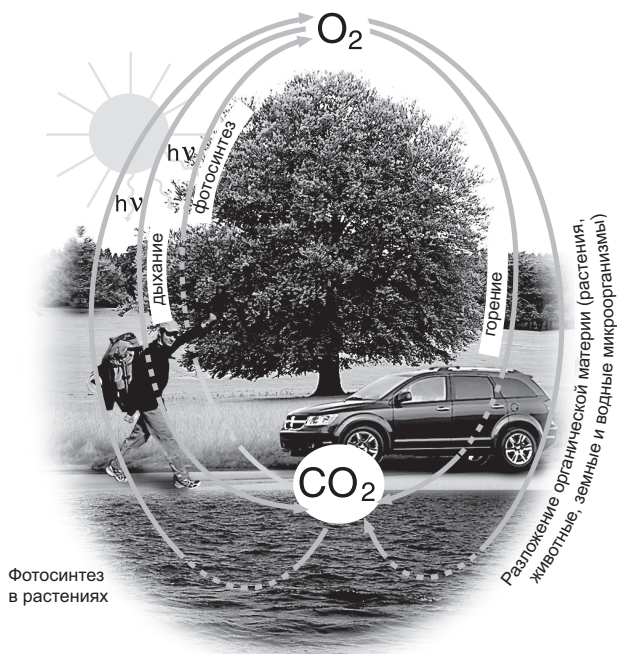


Рис. 2.4. Круговорот оксида углерода (IV) и кислорода в природе



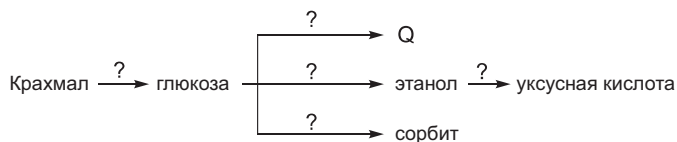
Гидролиз крахмала

Нагреем небольшое количество крахмального клейстера в присутствии нескольких капель серной кислоты (осторожно!). После нейтрализации смеси испытаем ее на наличие альдегидных групп, для чего нагреем ее с гидроксидом меди (II). Появление красного окрашивания свидетельствует о том, что прошел гидролиз крахмала с образованием глюкозы.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Охарактеризуйте крахмал по плану: а) распространение в природе; б) молекулярная формула; в) физические свойства.
2. Напишите уравнение реакции гидролиза крахмала с образованием глюкозы. В формуле макромолекулы покажите элементарное звено и кислородные мостики.
3. Чем отличается процесс гидролиза крахмала от гидролиза сахарозы?
4. С какой целью картофель подвергают тепловой обработке?
5. Укажите сходства и различия между:
 - а) глюкозой и крахмалом;
 - б) крахмалом и сахарозой;
 - в) крахмалом и полиэтиленом.
6. Объясните, почему подмерзший картофель имеет сладковатый вкус?

7. Напишите уравнения реакций и укажите условия протекания для следующих превращений:



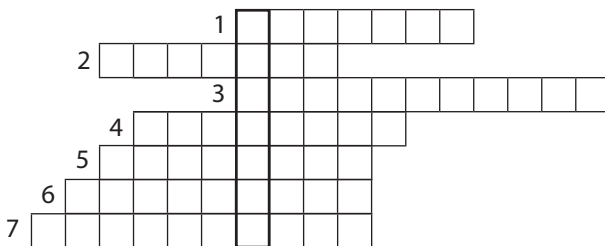
Назовите каждый химический процесс.

- При глажке утюгом накрахмаленного белья на его поверхности образуется плёнка. Объясните превращения, которые при этом происходят. С какой целью белье крахмалят и гладят?
- Что такое фотосинтез? Дайте определение. Как образуется крахмал в клубнях картофеля, находящихся в почве, где нет условий для фотосинтеза?
- В трех пробирках без этикеток находятся глюкоза, сахароза, крахмал. Предложите схему определения содержимого каждой пробирки.
- Рассчитайте массу глюкозы, которую можно получить из крахмала, выделенного из картофеля массой 67,5 кг, если массовая доля крахмала в нем составляет 24 %.
 Ответ: $m(\text{глюкозы}) = 18 \text{ кг}$.
- Опишите биологическую роль крахмала. Что такое гликоген и где он находится в организме? Когда, как и с какой целью гликоген образуется в организме?



Работа в группе

- Рассмотрите и объясните рисунок 2.4. Напишите эссе о круговороте углекислого газа и кислорода в природе, используя примеры из окружающей среды. На основании вашего эссе нарисуйте плакат, который вы преподнесете в дар кабинету химии. Напишите уравнения реакций, описанных в эссе.
- Решите кроссворд и получите по вертикали название вкусного продукта, содержащего декстрины:
 - Высокомолекулярное соединение.
 - Виноградный сахар.
 - Крахмал.
 - Вместе с глюкозой образует сахарозу.
 - Реакция взаимодействия крахмала с водой.
 - Промежуточные продукты гидролиза крахмала.
 - Процесс образования углеводов в природе.



Запомните!

Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$:

- это природный полимер, состоящий из остатков глюкозы;
- подвергается поэтапному гидролизу, сначала образуя декстрины, а потом — глюкозу;
- может быть идентифицирован с помощью иода (дает синее окрашивание);
- получают из картофеля и кукурузы.



Растворимость углеводов. Идентификация глюкозы, крахмала

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование: штатив с пробирками, шпатель, держатель для пробирок, пипетки, спиртовка или газовая горелка.

Реактивы: глюкоза, сахароза, крахмал, реактив Толленса, растворы CuSO_4 (0,1 моль/л), NaOH (2 моль/л), настойка иода, картофель, дистиллированная вода.

а) Исследование растворимости углеводов

Внесите на кончике шпателя в три пронумерованных пробирки соответственно: в 1-ю пробирку — глюкозу, во 2-ю — сахарозу, в 3-ю — крахмал. Добавьте в каждую пробирку по 2 мл дистиллированной воды. Аккуратно перемешайте. Какие вещества растворились? Немного нагрейте содержимое пробирок. Что наблюдается в пробирке с крахмалом? Запишите свои наблюдения и сделайте вывод о растворимости веществ в горячей и холодной воде.

б) Идентификация глюкозы

В две чистые пробирки внесите по три капли раствора глюкозы (полученного в опыте пункта а) и добавьте: в 1-ю пробирку — три капли реактива Толленса, во 2-ю — три капли раствора сульфата меди (II) и несколько капель раствора гидроксида натрия в избытке. Слегка нагрейте содержимое пробирок. Что наблюдаете? Сравните наблюдения с качественной реакцией на альдегидную группу (*лабораторный опыт 1*; с. 19). Запишите свои наблюдения.

в) Идентификация крахмала

Нанесите несколько капель разбавленного раствора иода на свежий срез картофеля. Как изменился цвет?

Перенесите в тетрадь и заполните таблицу. Опишите ход работы, наблюдения, напишите уравнения реакций.

Приборы и реактивы	Ход работы	Наблюдения	Выводы. Уравнения реакций

2.2.5. Целлюлоза

Распространение в природе. Целлюлоза (клетчатка) является строительным материалом, из которого образованы клетки растений, отсюда и произошло ее название (от лат. *cellula* — клетка). Она придает растениям прочность и упругость.

Как и крахмал, целлюлоза является природным продуктом фотосинтеза. Содержание целлюлозы в различных растениях разное — волокна хлопка, льна, конопли практически состоят из чистой целлюлозы (до 98 %), древесина же содержит около 50 % целлюлозы.

Образцами чистой целлюлозы являются вата и фильтровальная бумага, полученные при очистке природной целлюлозы.

Физические свойства и строение. Целлюлоза представляет собой волокнистое, твердое вещество, нерастворимое в воде и органических растворителях, обладающее высокой механической прочностью.

Как и крахмал, целлюлоза является природным полимером с молекулярной формулой $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$. Однако, в отличие от крахмала, макромолекулы целлюлозы, построенные из остатков глюкозы, имеют только линейную структуру. Как и молекулы крахмала, макромолекулы целлюлозы образуются при соединении молекул глюкозы за счет дегидратации. Средняя молекулярная масса целлюлозы значительно превышает среднюю молекулярную массу крахмала. Между линейными молекулами целлюлозы за счет гидроксильных групп возникает много водородных связей, которые сближают макромолекулы и ориентируют их таким образом, что они приобретают волокнистую структуру. Это придает целлюлозе, в отличие от крахмала, механическую прочность.

Ключевые понятия

- Целлюлоза
- Полисахарид
- Гидролиз
- Нитрование
- Ацетилирование
- Вискоза

Примечание

В отличие от крахмала, целлюлозу нельзя применять как пищевой продукт, потому что человеческий организм не содержит ферментов, способных ее переваривать. Такие ферменты есть только у жвачных животных, желудок которых четырехкамерный, позволяющий увеличивать длительность процесса переваривания.

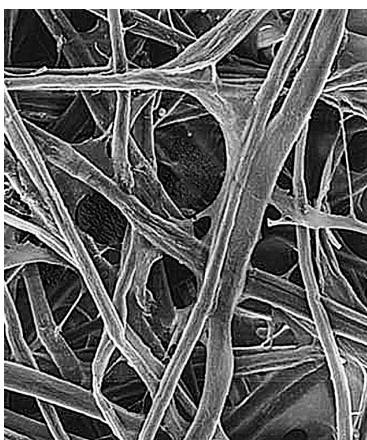


Рис. 2.5. Ориентация макромолекул целлюлозы в древесине

Выполните!

Напишите по аналогии с крахмалом суммарное уравнение реакции гидролиза целлюлозы.

Из хлопковой, льняной, конопляной целлюлозы легко получают нити, а целлюлоза из древесины не может быть превращена в нить, так как она находится в смеси с другими компонентами (лигнин, смолы и др.). Кроме того, линейные макромолекулы целлюлозы в древесине располагаются в разных направлениях, переплетаясь друг с другом и образуя сетку (рис.2.5).

Промышленное получение. Хлопковая, льняная, конопляная целлюлоза является практически чистым веществом, применяемым без существенной предварительной обработки. Однако для выращивания этих технических культур необходимы определенные климатические условия и специальный уход. Для получения целлюлозы в больших количествах целесообразно использовать древесину, хотя содержание целлюлозы в ней лишь 50 %.

Химики-технологи разработали несколько методов извлечения целлюлозы из древесины. **Вискозный метод** заключается в том, что измельченную древесину обрабатывают сероуглеродом и щелочью. Из всех компонентов древесины только целлюлоза вступает в реакцию с этими реагентами, образуя растворимый в воде продукт. Он отделяется от основной массы и под давлением продавливается через специальные отверстия различной формы и размеров, называемые фильерами (от франц. *filière, fil* — волокно, нить), одновременно подвергаясь кислотному гидролизу. Целлюлоза, полученная из древесины, называется **вискозой**.

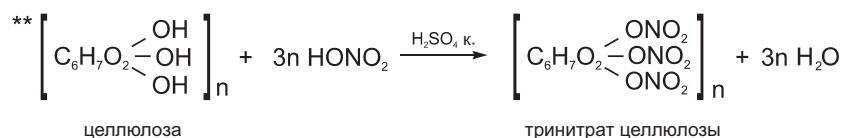
Химические свойства. Целлюлоза является химически устойчивым веществом и, подобно крахмалу, не вступает в реакции, характерные для альдегидов. Будучи полисахаридом, целлюлоза подвергается гидролизу в присутствии кислот. Целлюлоза, как и крахмал, подвергается гидролизу поэтапно, в конечном итоге превращаясь в глюкозу.



Гидролиз. Разотрем в фарфоровой ступке несколько кусочков фильтровальной бумаги, смочим их разбавленным раствором серной кислоты. Разбавим полученную смесь небольшим количеством воды и нейтрализуем раствором Na_2CO_3 . Нагреем продукт гидролиза с реагентом для идентификации альдегидов, например с гидроксидом меди (II). При нагревании появляется красноватый осадок Cu_2O .

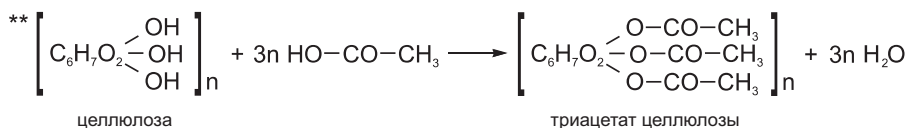
Другие химические свойства целлюлозы связаны с наличием в ее молекуле гидроксильных групп, которые, как и в спиртах, могут подвергаться этерификации. Важное промышленное значение имеют реакции нитрования и ацетилирования. Для записи этих уравнений реакций выделяют три гидроксогруппы в структурном звене целлюлозы, за счет которых осуществляются эти реакции.

***Нитрование.** Обработка целлюлозы нитрующей смесью приводит к образованию тринитроцеллюлозы, называемой **пироксилином**:



Пироксилин является сильным взрывчатым веществом, из которого получают бездымный порох.

*Ацелирование целлюлозы лежит в основе промышленного производства ацетатных волокон, применяемых в текстильной промышленности.



Из триацетата целлюлозы также производят пластмассы, негорючую киноленту, защитные покрытия и пр.

При нагревании без доступа воздуха целлюлоза подвергается *термическому разложению*, образуя воду, уголь и летучие органические продукты, такие как метанол, уксусная кислота, ацетон и другие. Она также *горит* с выделением тепла (напишите уравнение реакции).

Применение. Целлюлоза и ее производные находят широкое применение. В виде хлопкового (рис. 2.6), льняного, конопляного волокна используется в текстильной промышленности для производства тканей. Целлюлоза, извлеченная из древесины, является доступным сырьем для органического синтеза. Из нее получают простые и сложные эфиры, которые используют в производстве пластмасс, синтетических волокон, негорючей киноленты, лаков, эмульгаторов для мыла и шампуней, целлулоида, разных клеев, электроизоляционных материалов, сетки для технических и медицинских целей, взрывчатых веществ.

При полном гидролизе целлюлозы образуется глюкоза, при брожении которой получают технический этиловый спирт. Огромные количества целлюлозы, полученной из древесины, используют для производства бумаги.

Извлеченная из древесины целлюлоза отличается своей прочностью, так как ее макромолекулы имеют вытянутое строение и одинаковую ориентацию (в отличие от исходных молекул). Материал, изготовленный из вискозы, красится легче и является более прочным, чем материал, изготовленный из натурального волокна. Хорошо известно и применение древесины в качестве топлива.

Большие количества целлюлозы используют в органическом синтезе. Мировое потребление целлюлозы, полученной из древесины, составляет в среднем более 80 миллионов тонн в год.

Знаете ли вы?

Египтяне получали волокна еще в V веке до н. э. В Индии хлопок выращивали как текстильное растение еще в третьем тысячелетии до н. э. В I веке до н. э. в Китае был известен процесс получения бумаги.



Рис. 2.6. Коробочки хлопка, из волокон которого получают целлюлозу

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Объясните этимологию слова «целлюлоза». К какому типу сахаридов относится целлюлоза?
2. Охарактеризуйте целлюлозу в сравнении с крахмалом по плану: а) распространение в природе; б) физические свойства; в) молекулярная формула; г) строение макромолекул.
- *3. Напишите схему образования целлюлозы из глюкозы. Покажите элементарное звено в полимерной молекуле и кислородные мостики.
- *4. Напишите схему гидролиза целлюлозы с образованием: а) трисахарида; б) дисахарида; в) моносахарида. Каково практическое применение гидролиза целлюлозы? Может ли человек использовать целлюлозу как пищевой продукт? Ответ аргументируйте.
- *5. Напишите следующие уравнения реакций с участием целлюлозы: а) нитрования; б) ацелирования. Где применяют продукты этих реакций?

- *6. Укажите сходство и различие процессов нитрования целлюлозы и глицерина.
7. Укажите области применения целлюлозы, полученной из древесины.
- *8. Укажите сходства и различия (в свойствах физических и/или химических) между: а) целлюлозой и глюкозой; б) целлюлозой и крахмалом; в) целлюлозой и каучуком.
9. Зеленое дерево в процессе фотосинтеза может поглотить за день около 50 г оксида углерода (IV). Какой объем кислорода (н. у.) выделится в этом процессе?

Ответ: $V(\text{O}_2) = 25,45 \text{ л.}$

Запомните!

Целлюлоза $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$:

- является природным полимером, образованным остатками глюкозы;
- содержится в хлопке, льне, конопле, древесине;
- участвует в реакциях гидролиза, нитрования, ацелирования, термического разложения, горения;
- извлекается из древесины вискозным методом.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

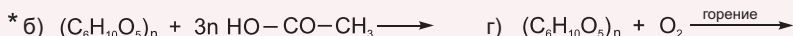
по единице обучения «Углеводы»

В заданиях 1–4 обведите букву пункта с верным ответом.

- Молекула глюкозы содержит функциональные группы:
 - гидроксильную;
 - карбоксильную;
 - альдегидную;
 - нитрогруппу.
- Какие из приведенных веществ можно отнести к классу углеводов?
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$
 - $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$
 - $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- Какие из приведенных утверждений истинны, а какие — ложны?

И	Л	Продукты гидролиза сахарозы являются изомерными веществами.
И	Л	Фруктоза является дисахаридом.
И	Л	Глюкоза подвергается гидролизу.
И	Л	Крахмал и целлюлоза являются природными полимерами.
- Какие из приведенных веществ дают реакцию «серебряного зеркала»?

а) этен;	г) этаналь;	*ж) фруктоза;
б) этин;	*д) метановая кислота;	з) крахмал;
в) метанол;	е) глюкоза;	и) целлюлоза.
- Из крахмала получите: *а) глюконат кальция; б) этанол.
- Закончите уравнения реакций, характерных для целлюлозы:



- Углекислый газ, образовавшийся при брожении глюкозы количеством вещества 2 моль, пропустили через раствор известковой воды. Рассчитайте массу полученного при этом карбоната кальция.

Ответ: $m(\text{CaCO}_3) = 400 \text{ г.}$

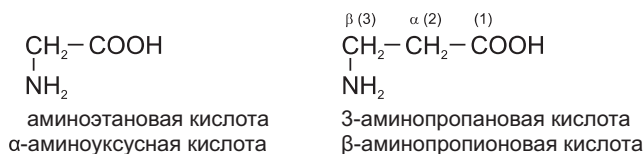
2.3. Аминокислоты и белки

2.3.1. Аминокислоты



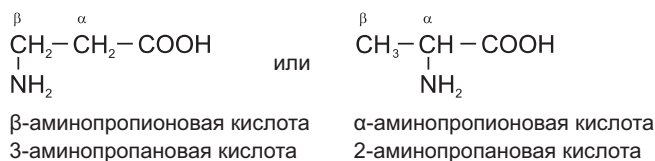
Соединения, молекулы которых содержат функциональную аминогруппу $-\text{NH}_2$ и карбоксильную группу $-\text{COOH}$, называются *аминокислотами*.

Номенклатура и *изомерия. По систематической номенклатуре наименование аминокислоты образуется с помощью добавления части слова *амино-* к названию соответствующей кислоты и цифры, указывающей место группы $-\text{NH}_2$. В исторической номенклатуре положение группы $-\text{NH}_2$ указано греческими буквами. Например:

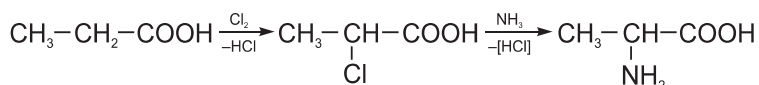


Аминокислоты, из которых состоят белки, имеют специальные названия (см. таблицу 2.3; с. 59).

*Для ряда предельных моноаминомонокарбоновых кислот характерна изомерия, связанная с положением аминогруппы $-\text{NH}_2$ по отношению к карбоксильной группе $-\text{COOH}$ и с разветвлением углеродной цепи. Например:



***Методы получения.** Аминокислоты получают химическим путем различными способами из карбоновых кислот, карбонильных соединений и др. Согласно общему методу, аминокислоты могут быть получены из аммиака и галогенкарбоновых кислот, которые, в свою очередь, образуются путем галогенирования кислот. Например, α-аминопропионовая кислота может быть получена по схеме:



Входящие в состав белков α-аминокислоты получают не только синтетически, но и управляемым (поэтапным) гидролизом белков.

Физические и химические свойства. Аминокислоты представляют собой кристаллические, бесцветные вещества с высокой температурой плавления, хорошо растворимые в воде. Некоторые аминокислоты имеют сладкий вкус.

Аминокислоты содержат в молекуле функциональную аминогруппу $-\text{NH}_2$, которая придает им свойства оснований, и функциональную карбоксильную группу $-\text{COOH}$, придающую им свойства карбоновых кислот. Выведем химические свойства аминокислот.



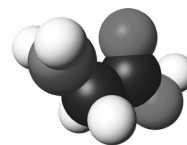
Ключевые понятия

- Аминокислоты
- Двойственный характер
- Амфотерность
- Поликонденсация
- Аминогруппа
- Пептидная группа

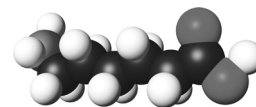


Примечание

Класс аминокислот относится к соединениям с двойственным характером.



Модель молекулы аминокислоты



Модель молекулы аминокислоты

Белки также являются полиамидами, но в их образовании участвуют только определенные α -аминокислоты (табл. 2.3; с. 59). Макромолекулы белков образованы из множества остатков различных α -аминокислот, расположенных в определенной последовательности. Группа $-\text{CO}-\text{NH}-$ в этих полиамидах называется *пептидной группой*.

Биологическая роль и применение. Огромное значение аминокислот в животном и растительном мире объясняется их участием в синтезе белков и других биологически важных соединений. Попадая в организм с пищей, белки гидролизуются под действием ферментов до α -аминокислот, которые, в свою очередь, вновь соединяются, образуя белки, свойственные данному организму.

Человеческий организм может синтезировать некоторые α -аминокислоты, необходимые для синтеза собственных белков. В таблице 2.3 указана средняя дневная норма α -аминокислот для взрослого человека. Недостаток α -аминокислот приводит к физическим и психическим нарушениям. Поэтому α -аминокислоты рекомендуют принимать больным при истощении организма, после хирургического вмешательства и пр. Например, суточная норма глутаминовой кислоты, которая, кстати, имеет вкус и запах куриного бульона, составляет 16 г.

Кроме пищевой и фармацевтической промышленности, аминокислоты применяют в производстве красителей, пластмасс, синтетических волокон (например, капрона) и т. д.

Примечание

Растения являются естественным источником α -аминокислот и белков. Они производят α -аминокислоты из оксида углерода (IV) и воды в процессе фотосинтеза, ассимилируя необходимые элементы (N, P, S, Fe, Mg и др.) из растворимых солей, содержащихся в почве.

Знаете ли вы?

Организм человека и животных не может синтезировать ряд α -аминокислот, среди которых валин, лейцин, изолейцин, треонин, метионин, лизин, триптофан, фенилаланин и др. (см. табл. 2.3; с. 59). Нашему организму они крайне необходимы, поэтому должны поступать с пищей. Эти аминокислоты называют незаменимыми.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Дайте определение аминокислотам. К какому классу веществ относятся аминокислоты (по природе функциональных групп, входящих в состав молекулы)?
- *2. Напишите возможные структурные формулы веществ состава $\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$ и назовите их.
- *3. Объясните амфотерность аминокислот на примере β -аминопропионовой кислоты. Аргументируйте ответ с помощью уравнений реакций.
4. Проанализируйте строение аминокислот из таблицы 2.3 (с. 59). Как будут действовать на индикатор (лакмус): а) аланин; б) глутаминовая кислота; в) лизин; г) аспарагиновая кислота?
- *5. Охарактеризуйте реакцию поликонденсации. Напишите уравнение реакции поликонденсации с участием аминокислотной кислоты $\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_6-\text{COOH}$. Продуктом реакции является полиамид, из которого производят синтетическое волокно *энант*. С каким синтетическим волокном сходен энант (по составу и строению)?
- *6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить аминокислоту из неорганических веществ.
- *7. Определите молекулярную формулу предельной моноаминомонокарбоновой кислоты, если известно, что образец ее массой 4,45 г вступил в реакцию этерификации с метанолом, в результате которой получено 5,15 г метилового эфира искомой кислоты. Напишите структурную формулу кислоты, если известно, что она участвует в синтезе белков. Какова суточная потребность организма в этой кислоте?

Ответ: $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{N}$

Запомните!

Аминокислоты:

- содержат в молекуле группы $-\text{NH}_2$ и $-\text{COOH}$;
- получают из галогенкарбоновых кислот и из белков;
- обладают амфотерными свойствами (и кислотными, и основными);
- участвуют в реакциях поликонденсации, образуя полиамиды.

Ключевые понятия

- Биополимеры
- Белки (протеины)
- Пептиды
- Пептидная связь
- Первичная, вторичная, третичная структура
- Денатурация



Продукты питания, богатые белками

2.3.2. Белки (протеины)

Название *протеины* происходит от греческого слова *proteios* — первый. Это название прекрасно соответствует первостепенной роли белков в жизни человека и животных.

Распространение в природе и значение. Белки встречаются в мембранах, протоплазме и ядре клеток всех живых организмов. Они составляют основу всего живого на Земле, выполняя самые разнообразные функции в организме (рис. 2.7).

Белки входят в состав кожи, костей, ногтей, волос, хрящей, крови, нервной и мышечной ткани всех внутренних органов. Они содержатся в яйце, молоке, льне, шелке и др.

В природе основным источником аминокислот и белков являются растения, которые производят их из оксида углерода (IV) и воды путем фотосинтеза, используя необходимые элементы из почвы. Содержание белков в растениях меньше (до 15 %), чем в организме животных (в пределах 20–80 % от сухой массы).

Организм взрослого человека нуждается ежедневно в 70–80 г белков. Основным источником белков для человека являются мясо (до 30 %), рыба (≈ 18 %), творог (20–22 %), молоко (до 4 %), хлеб и крупы (8–10 %), бобовые (36 %), яйца (12 %), грибы (30 %).

Исходя из выполняемых в организме функций, белки подразделяют на:

- *строительные* — составляют основную часть строительного материала клеток и тканей в совокупности;
- *гормоны* — обеспечивают координацию работы различных органов;
- *защитные* — отвечают за иммунитет организма;
- *транспортные* — переносят по организму различные вещества (например, гемоглобин доставляет кислород в ткани и выводит оксид углерода (IV) из тканей);
- *ферменты* — катализируют все биологические процессы в организме;
- *энергетический запас* — 1 г белков при ферментативном окислении снабжает организм 17,6 кДж энергии.

Эти и другие биологические функции белков отражены на рисунке 2.7.

По своему значению для живых организмов белки могут сравниться только с нуклеиновыми кислотами, так как они управляют синтезом белков.

Состав, пептидная связь. Белки — макромолекулярные соединения (биополимеры). Основные элементы в составе белков — С, Н, N, O, S, P, Fe, Ca, Mg. Структурный состав белков был определен с помощью реакций кислотного, щелочного или ферментативного гидролиза. В смеси, полученной гидролизом различных типов белка, были идентифицированы 20 α -аминокислот (табл. 2.3), которые носят специфические названия и имеют международное обозначение для описания структуры молекул белка.



Рис. 2.7. Биологические функции белков

Таблица 2.3. Некоторые α-аминокислоты, входящие в состав белков

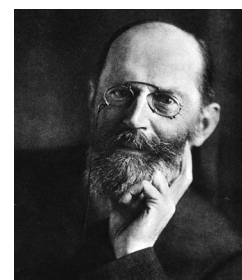
Название (международное обозначение)	Структурная формула	Суточная потребность (г)
Глицин (Gly)	$\text{H}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	3
Аланин (Ala)	$\text{CH}_3-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	3
Валин (Val) (незаменимая)	$\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	4
Цистеин (Cys)	$\text{HS}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	3
Серин (Ser)	$\text{HO}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	3
Аспаргиновая кислота (Asp)	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	6
Глутаминовая кислота (Glu)	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	16
Лизин (Lys) (незаменимая)	$\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_4-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	4
Фенилаланин (Phe) (незаменимая)	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	3

Как связаны в молекуле белка остатки α-аминокислот?

В начале XX века ученый-химик Герман Эмиль Фишер предложил *пептидную теорию*. Согласно этой теории, остатки α-аминокислот соединяются в молекулу белка с помощью пептидных связей $-\text{CO}-\text{NH}-$.



Природные или синтетические соединения, которые в своем составе содержат остатки α-аминокислот, называются *пептидами*. По количеству этих остатков различают *дипептиды*, *трипептиды*, *тетрапептиды* и т. д. Пептиды, образованные из большого количества остатков аминокислот, называются *полипептидами*. Природные полипептиды с относительной молекулярной массой больше 6 000 называются *белками*.

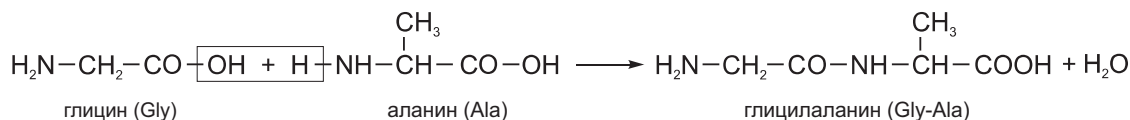


ЭМИЛЬ ФИШЕР
(1852–1919)

Немецкий химик. Рассчитал и провел сложные синтезы в области природных соединений: углеводов, α-аминокислот, белков, пуриновых оснований. Получил звание Магистра органического синтеза. Лауреат Нобелевской премии (1902).

Ступенчатым гидролизом белков получают промежуточные полипептиды, затем пептиды и наконец — α-аминокислоты.

Синтез белков представляет собой процесс, обратный ступенчатому гидролизу. Схематически образование дипептида из двух кислот можно представить следующим образом:



Из этих двух аминокислот могут образоваться 4 дипептида: глицилглицин (Gly-Gly), аланилаланин (Ala-Ala), аланилглицин (Ala-Gly) и глицилаланин (Gly-Ala).

Выполните!

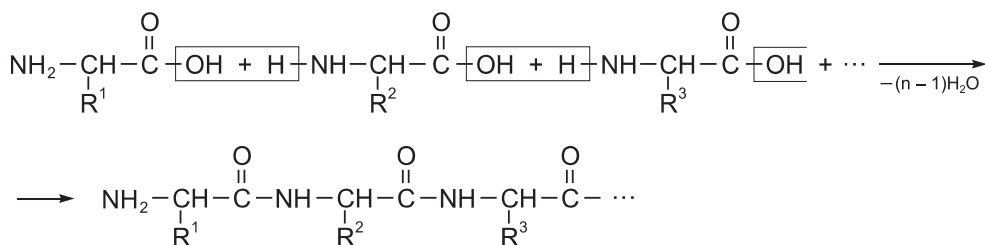
- а) Напишите уравнения реакций образования дипептидов: Gly-Gly, Ala-Ala, Gly-Ala и Ala-Gly.
- б) Рассчитайте, какое количество трипептидов может быть образовано тремя α-аминокислотами, и объясните многообразие белков.

Разнообразие белков. Одна молекула белка может быть образована несколькими сотнями или даже тысячами остатков α-аминокислот. Число возможных комбинаций неисчислимо. Как следствие, количество типов белков также велико. Каждый тип белка имеет строго определенную структуру и функции.

Строение белков. Рассматривая структурные формулы аминокислот в таблице 2.3, можно заметить в их составе одинаковый фрагмент, имеющий структуру $\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{R}}{\text{C}}\text{H}-\text{COOH}$.

Общая формула α-аминокислот $\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{R}}{\text{C}}\text{H}-\text{COOH}$, где R может быть H, CH_3 , HOCH_2 , HSCH_2 и т. д.:

Схематически образование молекулы полипептида может быть показано следующим образом:



Знаете ли вы?

Для получения инсулина в лабораторных условиях ученые-химики прошли сложный путь, состоящий из 223-х этапов синтеза двух цепочек А и Б (рис. 2.8), впоследствии соединенных двумя дисульфидными мостиками. Для этого десятки химиков работали в течение трёх лет. Ученые биохимики установили, что в живой клетке инсулин синтезируется за... три секунды! Это показывает, насколько совершенным является аппарат синтеза в живой клетке.

Строение молекулы белка крайне сложно. Существует несколько уровней характеристики структуры белка.

Структура, показывающая, *какие* аминокислоты и *в какой последовательности* составляют полипептидную цепь, называется *первичной структурой* (см. цепочку выше в общей формуле полипептида).

Существуют методы, устанавливающие аминокислотный состав белка. Но определение последовательности аминокислот в цепочке — трудная задача, требующая совершенных технических средств, квалифицированных специалистов и времени.

Большим достижением является определение структуры гормона инсулина (1953 г.). Было установлено, что молекула инсулина имеет относительную молекулярную массу 5 733 и состоит из 51 остатка α-аминокислот (рис. 2.8), расположенных в двух цепочках (А — из 21 остатка и Б — из 30 остатков), соединенных двумя дисульфидными мостиками. Инсулин регулирует обмен глюкозы в организме. При его недостатке развивается заболевание сахарный диабет. Вот почему больным сахарным диабетом назначают инсулин как лекарственный препарат.

*Белковые макромолекулы имеют определенную форму: одни вытянуты, нитевидны; другие закручены в клубок. Нитевидная форма характерна для небольшого количества белков, в том числе и для белков натурального шелка (*фиброина*). В большинстве случаев белковая молекула свернута в спираль. Такое пространственное расположение объясняется образованием водородных связей $\text{C}=\text{O} \dots \text{H}-\text{N}$ между электроположительными атомами водорода в группе $\text{N}-\text{H}$ и электроотрицательными атомами кислорода в группе $\text{C}=\text{O}$ на разных участках полимерной

Примечание

В настоящее время около 415 млн людей во всем мире болеют сахарным диабетом. В Республике Молдова зарегистрировано более 90 000 больных, из них 16 000 — инсулинозависимы.

Внимание! Любую болезнь, включая диабет, можно и нужно предупредить! Важны информированность и профилактика. В этом нам помогают знания по химии.

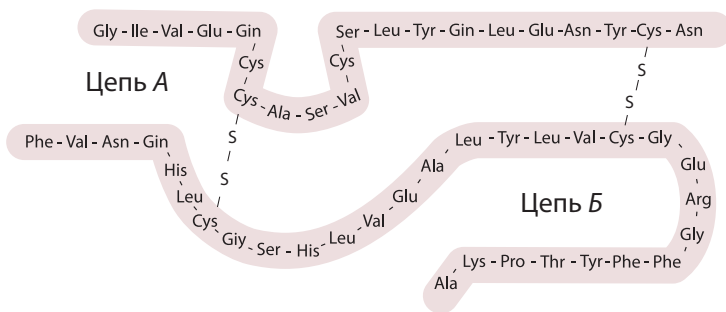


Рис. 2.8. Первичная структура гормона инсулина

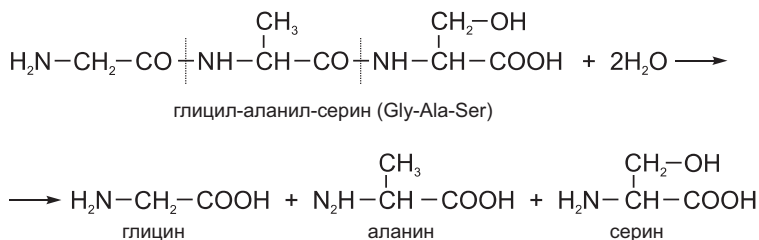
цепочки (рис. 2.9). Подобный тип пространственного расположения полипептидной цепочки называется *вторичной структурой*.

*Спиральная цепочка, в свою очередь, может по-разному складываться и упаковываться благодаря совокупности связей: дисульфидных, ионных (на основе свободных групп $-NH_2$ и $-COOH$), притяжения участков молекулы с различной полярностью. Подобное пространственное расположение спиральной молекулы белка называется *третичной структурой* (рис 2.10).

Специфика пространственного расположения на уровне третичной структуры определяет индивидуальную биологическую активность молекулы белка.

Физические и химические свойства. Большинство белков являются жидкими или желеобразными веществами. При растворении в воде некоторые белки образуют коллоидные растворы (например, яичный белок).

Гидролиз. Как уже говорилось, белки подвергаются *гидролизу* — при нагревании с водой в присутствии кислот, оснований или ферментов они *расщепляются*. Например, полный гидролиз трипептида глицил-аланил-серина проходит согласно схеме:



Денатурация. Вторичные и третичные структуры молекулы белка составляют определенное пространственное расположение (конфигурацию). Это обусловлено связями, более слабыми, чем ковалентные (исключение — связи $-S-S-$), поэтому под действием некоторых внешних

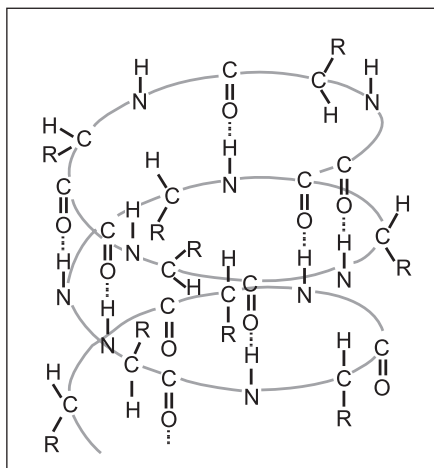


Рис. 2.9. Вторичная структура молекулы белка

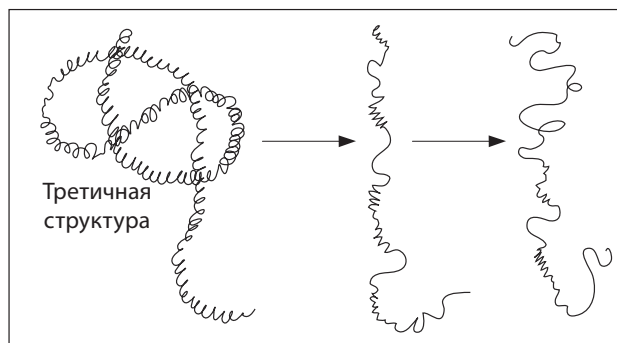


Рис. 2.10. Схема процесса денатурации молекулы белка

факторов (нагревание, обработка растворами солей, кислот, фенолов, формальдегида, механические воздействия (вибрация) или радиация) эти связи разрушаются и специфическая конфигурация молекулы претерпевает изменения (рис. 2.10). Как следствие, белок выпадает в осадок или коагулирует. Такой процесс разрушения вторичной и третичной структуры белка называется *денатурацией*. При варке мяса, яиц, при консервировании анатомических препаратов (в формалине, рис. 1.2) происходит денатурация белков.

Термическое разложение. При сильном нагревании молекулы белка разрушаются и выделяют летучие вещества, имеющие запах горелых перьев. Это свойство позволяет идентифицировать белки. Синтетические волокна при горении выделяют запах, отличный от запаха натуральных волокон.

Роль белков в организме. Белки составляют, наряду с жирами и углеводами, важную часть ежедневного пищевого рациона.

В организме белки ферментативно гидролизуются до полипептидов, пептидов и, в конце концов, до α -аминокислот. Они переносятся кровью в ткани различных органов, где большей частью вновь соединяются для формирования белков, свойственных данному организму, и в меньшем количестве используются для синтеза нуклеиновых кислот и окисления для обеспечения организма необходимой энергией.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2



Идентификация белков. Исследование действия факторов, вызывающих денатурацию белков

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Приборы: штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка или газовая горелка, колба коническая, фильтровальная бумага, пипетки.

Реактивы: белок яйца, мясо рубленое (фарш), растворы: NaOH (2 моль/л), CuSO_4 (0,1 моль/л), $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, HNO_3 (конц.), этанол, дистиллированная вода.

1.1. Приготовление растворов

а) Влейте 25 мл дистиллированной воды в коническую колбу и добавьте $\frac{1}{4}$ часть яичного белка. Энергично встряхните, затем профильтруйте полученный раствор. Распределите по 1 мл полученного раствора в пять пронумерованных пробирок (1–5).

б) Поместите 2 грамма мяса (фарша) в коническую колбу, добавьте 5 мл дистиллированной воды и прокипятите смесь (две минуты). Распределите полученный раствор в пять пронумерованных пробирок (1'–5').

1.2. Цветные реакции

1) *Ксантопротеиновая проба.* В пробирки 1 и 1' добавьте 2–3 капли концентрированной азотной кислоты. Происходит помутнение раствора. Аккуратно нагрейте содержимое пробирок. Что наблюдаете?

2) *Биуретовая проба.* В пробирки 2 и 2' добавьте по 1 мл раствора NaOH и три капли раствора CuSO_4 . Осторожно встряхните содержимое пробирок. Что наблюдаете?

1.3. Денатурация белков

1) Нагрейте содержимое пробирок 3 и 3'. Что наблюдаете?

2) В пробирки 4 и 4' добавьте, помешивая, раствор $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ или CuSO_4 до образования осадка.

3) В пробирки 5 и 5' добавьте, помешивая, этиловый спирт до образования осадка.

Планирование и выполнение эксперимента

Определите тип экспериментальной задачи:
а) изучение физических свойств;
б) отделение/очистка;
в) идентификация;
г) синтез.

Разработайте план работы.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Составьте план выполнения каждого опыта.

Выполните опыты.

Сделайте выводы.

Какие структуры белка разрушаются при денатурации? Перенесите в тетрадь и заполните таблицу, опишите ход эксперимента, запишите наблюдения, сделайте выводы.

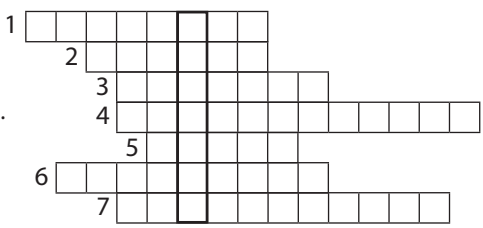
Приборы и реактивы	Ход работы	Наблюдения	Выводы

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Что является источником белков? Опишите их распространение в животном и растительном мире.
2. Классифицируйте белки по их роли в организме.
3. Перечислите химические элементы в составе белков, используя для этого аминокислоты, приведенные в *таблице 2.3* (с. 59).
4. Укажите количество α-аминокислот, входящих в состав белков, напишите структурные формулы трех α-аминокислот и назовите их.
5. Напишите уравнения реакции конденсации глицина с: а) аланином; *б) валином. Назовите продукт реакции.
- *6. Сколько дипептидов может быть образовано из: а) двух α-аминокислот; б) трех α-аминокислот? Приведите примеры. С помощью α-аминокислот из *таблицы 2.3* (с. 59) напишите уравнения реакций конденсации и назовите полученные дипептиды.
7. Сформулируйте определение для первичной структуры белков. Приведите примеры первичной структуры: а) в общем виде; б) на основании трипептида, содержащего два остатка глицина и один — аланина.
8. Опишите вторичную и *третичную структуру белков. За счет чего они образуются?
9. Объясните явление денатурации белков. При каких условиях происходит денатурация? Приведите примеры из повседневной жизни.
10. Сравните биологическую роль жиров, крахмала и белков.
- *11. Предложите общий реагент для определения глюкозы и белков. Как их можно различить с помощью этого реагента?
- *12. Рассмотрите *рисунок 2.8* (с. 61). Установите количество аминокислотных остатков в молекуле инсулина для: а) глицина; б) аланина; в) валина; г) цистеина; д) серина.
- *13. Относительная молекулярная масса инсулина равна 5 733. В молекуле содержится определенное количество атомов серы, которые связывают цепи (дисульфидные мостики). Внимательно рассмотрите и проанализируйте *рисунок 2.8* (с. 61). и рассчитайте массовую долю серы в инсулине.

Работа в группе

14. Решите кроссворд и получите по вертикали название белка — гормона поджелудочной железы.
 1. Белки.
 2. α-аминопропионовая кислота.
 3. α-аминокислота, содержащая группу -SH.
 4. Организму ежедневно необходимо 16 г ... кислоты.
 5. В состав белков входят только ... аминокислоты.
 6. Последовательность аминокислотных остатков в молекуле белка — ... структура.
 7. Разрушение вторичной и третичной структуры белка.



Запомните!

- Белки являются природными полимерами, образованными двадцатью α -аминокислотами.
- Структура белков (первичная, вторичная, третичная) и их биологическая роль разнообразны.
- Белки образуются в живых организмах при ферментативной поликонденсации α -аминокислот.
- Качественными реакциями на белки являются: ксантопротеиновая проба (с HNO_3), биуретовая проба (с $\text{Cu}(\text{OH})_2$), денатурация.

ТВОРЧЕСКАЯ ДЕЯТЕЛЬНОСТЬ

Чтобы убедиться в том, что употребление жиров, углеводов, белков (в составе продуктов питания) является абсолютной необходимостью для развития организма и поддержания здоровья, найдите в различных источниках, включая Интернет, информацию, необходимую для разработки и завершения аргументированной логической цепочки «Если я откажусь от жиров, углеводов, белков, то...»

2.4. Высокмолекулярные синтетические соединения

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к высокомолекулярным органическим соединениям;
- характеризовать, сравнивая, высокомолекулярные органические соединения;
- моделировать для высокомолекулярных органических соединений: а) способы получения (с помощью химических уравнений); б) практические ситуации, отражающие их применение;
- решать формативные задачи на основе свойств, применения, переработки высокомолекулярных органических соединений;
- исследовать экспериментально реальные/моделированные проблемные контексты, связанные со свойствами, применением, переработкой высокомолекулярных органических соединений;
- аргументировать преимущества и недостатки применения высокомолекулярных органических соединений.

Ключевые понятия

- Природные и синтетические полимеры
- Биополимеры
- Полимеризация
- Поликонденсация
- Структурное звено полимера
- Степень полимеризации
- Линейные, разветвленные, сетчатые полимеры

Полимеры, молекулы которых состоят из большого количества фрагментов, соединенных между собой химическими связями, называются *высокмолекулярными соединениями*.

2.4.1. Синтетические полимеры — продукты реакций полимеризации и поликонденсации

По своему происхождению полимеры делятся на природные, искусственные и синтетические. Натуральный каучук, крахмал, целлюлоза — это *природные полимеры*. Высокмолекулярные соединения в живых организмах называют *биополимерами* (приведите примеры).

Полимеры, полученные химическим путем, называют *синтетическими*. С некоторыми из них (полиэтилен, синтетический каучук, капрон) вы уже знакомы при изучении свойств непредельных углеводородов (алкенов, диенов), а также при изучении веществ с активными

функциональными группами, способными вступать в реакции поликонденсации (аминокапроновая кислота, фенол с формальдегидом).

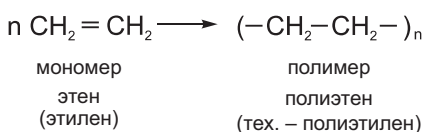
Как назвать вискозу и ацетилцеллюлозу (которые вы изучили раньше)?

Природные полимеры (например, целлюлоза), подвергнутые специальной химической обработке с целью повышения их качества, называются *искусственными полимерами*.

Высокомолекулярные соединения могут быть получены с помощью реакций полимеризации и поликонденсации (изученных ранее).

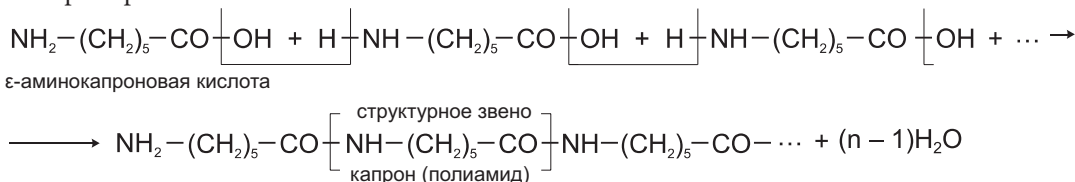
! Последовательное соединение молекул неопределенного вещества (называемого мономером) за счет разрыва более слабых связей *(π-связей), в результате которого образуется высокомолекулярное соединение, называется реакцией *полимеризации*.

Например:



! * Последовательное соединение молекул вещества, в результате которого наряду с высокомолекулярным веществом образуется и низкомолекулярный продукт (H₂O, NH₃), называется *поликонденсацией*.

Например:



! Фрагмент молекулы или группа атомов, которые повторяются в макромолекуле много раз, называется *структурным звеном полимера*.

Из приведенных уравнений реакций можно заметить, что в высокомолекулярных соединениях, полученных в результате реакции полимеризации, структурное звено *по своему составу* идентично исходному мономеру. А для соединений, полученных реакцией поликонденсации, такого сходства не наблюдается.

В этих уравнениях *n* — это *степень полимеризации*. Значение *n* слева означает число молекул мономера, вступивших в реакцию, а *n* справа — число структурных звеньев. Степень полимеризации разных молекул одного и того же полимера имеет разную величину, поэтому находят среднюю степень полимеризации, или *среднюю молекулярную массу* полимера. Например, полиэтилен со средней молекулярной массой, равной 28 000, в действительности может содержать макромолекулы с молекулярной массой от 10 000 до 46 000. Соответственно средняя степень полимеризации полиэтилена равна 1000.

Классификация полимеров по строению. По строению макромолекул полимеры делятся на: а) *линейные*; б) *разветвленные*; в) *сетчатые* (рис. 2.14). Макромолекулы полиэтилена, полипропилена, капрона, целлюлозы являются практически линейными, а макромолекулы крахмала и гликогена — разветвленными.

Выполните!
Вспомните, к какому типу можно отнести реакцию получения изопренового каучука. Напишите уравнение этой реакции.

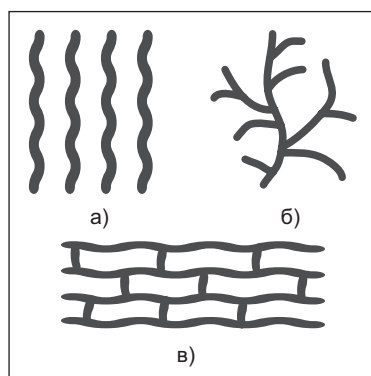
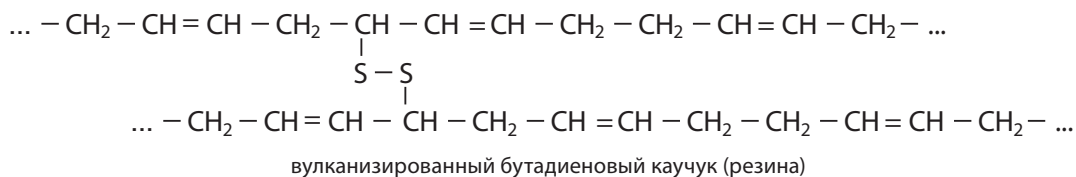


Рис. 2.14. Геометрические формы макромолекул полимера: а) линейная; б) разветвленная; в) сетчатая

При вулканизации каучука за счет атомов серы между макромолекулами возникают связи *(в местах разрыва π-связей или при замещении атомов водорода из группы CH₂), при этом образуется трехмерная сетка (каркас). Таким образом образуются *сетчатые полимеры*.



Напомним, что не вулканизированный природный каучук уступает по своим свойствам вулканизированному: при нагревании размягчается, при охлаждении — становится хрупким. Вулканизация повышает такие свойства каучука, как эластичность, термическая и механическая стабильность.

*При поликонденсации фенола и формальдегида в присутствии щелочи образуется линейный полимер (новолак), а при более высокой температуре, в избытке альдегида — трехмерный полимер (бакелит).

По элементному составу полимеры делятся на: *углеводородные* (например, полиэтилен), *галогенопроизводные* (поливинилхлорид), *кислородсодержащие* (целлюлоза), *азотсодержащие* (капрон).

***Свойства полимеров.** По своим свойствам высокомолекулярные соединения отличаются от низкомолекулярных, из которых они получены. Поскольку высокомолекулярные соединения представляют собой смесь макромолекул с разной молекулярной массой, они не имеют четких физических характеристик (температур плавления, кипения и др.). Если нагреть линейный полимер (полиэтилен), то можно заметить, что сначала он размягчается, затем постепенно превращается в вязкую жидкость, которая при повышении температуры разлагается.

Большинство линейных полимеров с трудом растворяются в органических растворителях, образуя вязкие растворы. Сетчатые полимеры не растворяются и не плавятся. Они разрушаются при высоких температурах. Чтобы вещество расплавилось или растворилось, необходимо преодолеть притяжение между молекулами. Эти силы во много раз прочнее в случае линейных полимеров, по сравнению с низкомолекулярными веществами, поэтому соответствующие полимеры плавятся и растворяются труднее. Сетчатые полимеры, в которых макромолекулы связаны между собой химическими связями, практически невозможно растворить или расплавить, не избежав при этом разложения.

Совокупность межмолекулярных сил придает полимерам механическую прочность. Это вместе с другими важными свойствами, такими как ярко выраженная химическая стабильность, маленькая плотность, позволяет широко применять полимеры в промышленности, сельском хозяйстве и в быту.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Как можно классифицировать полимеры по способам получения?
2. Дайте определение реакциям: а) полимеризации; *б) поликонденсации. Приведите по одному примеру для каждого типа реакции.
3. Выберите вещества, способные полимеризоваться: а) этен; б) метанол; в) уксусная кислота; г) бензол; д) хлорбензол; е) хлорэтен; ж) бута-1,3-диен.

- *4. Формальдегид является газом. Для удобства его полимеризуют (за счет π-связи группы C=O), превращая в твердое вещество (полиформальдегид), устойчивое при хранении. При медленном нагревании оно деполимеризуется в исходный альдегид. Напишите уравнения этих превращений.
5. Дайте определения понятиям: а) мономер; б) полимер; в) степень полимеризации. Укажите их на примере реакции полимеризации пропена.
6. Даны примеры: а) полиэтилен; б) полипропилен; *в) поливинилхлорид; г) натуральный каучук; д) вулканизированный бутадиеновый каучук (резина); е) крахмал; ж) целлюлоза; *з) капрон; *и) триацетилцеллюлоза. Распределите эти полимеры в три колонки по их строению: **A** (линейные); **B** (разветвленные); **B** (сетчатые).
7. Охарактеризуйте полимеры из колонок **A** и **B** (упражнение 6) по их отношению к нагреванию.
8. Напишите структурные формулы полимеров из упражнения 6. Распределите их, исходя из качественного состава полимерных цепей: а) содержат только атомы углерода и водорода; б) содержат атомы углерода, водорода и кислорода; в) содержат атомы углерода, водорода, кислорода и азота.

2.4.2. Понятие о пластмассах, волокнах и каучуках

Синтетические полимеры используют для производства пластмасс, синтетических волокон, каучуков.

Пластические массы

Полимерные материалы, способные при нагревании становиться пластичными, а при охлаждении сохранять приданную им форму, называются *пластмассами*.

По своему составу пластмассы делятся на *простые* и *сложные*.

Простые пластмассы состоят из одного полимера с небольшими добавками стабилизаторов и красителей. Сложные пластмассы состоят из наполнителя, пластификатора, красителя и других добавок, к которым добавляется расплавленный полимер, играющий роль связующего материала (вязущее вещество). Например, для фенолформальдегидных смол в качестве наполнителей используют древесную муку или опилки, стекловолокно, текстильные материалы, бумагу. Эти наполнители повышают механическую прочность полимерных изделий и снижают их стоимость.

По отношению к нагреванию пластмассы делятся на *термопластичные* и *термореактивные*. Термопластичные полимеры размягчаются при нагревании и могут приобрести любую форму, (сохраняя ее при охлаждении), которую способны изменить при последующих нагреваниях. Это свойство присуще только линейным полимерам.

Термореактивные пластмассы изготавливают из полимеров, которые размягчаются при однократном нагревании, приобретая заданную форму, затем теряют пластичность, так как между молекулами возникают химические связи и полимер становится сетчатым. Например, резина (вулканизированный каучук) и бакелит являются термореактивными пластмассами.

Из пластмасс, полученных из полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида изготавливают электроизоляционные материалы,



Ключевые понятия

- Термопластичные и термореактивные полимеры
- Волокна натуральные, синтетические и искусственные
- Синтетические каучуки
- Природный каучук
- Вулканизированный каучук (резина)



Примечание



Из пластмасс производят протезы, заменяющие различные органы (имплантаты). Например, из полимеров на основе акриловых кислот изготавливают имплантаты костей, трахей, суставов, из политетрафторэтилена и полипропилена — кровеносные сосуды, из полиэтилена — «детали» для сердца, костей, суставы пальцев и др.



Знаете ли вы?

Тефлон спас статую Свободы! Всем знакомый символ США возвышается над Нью-Йорком с 1883 года. Построенная из медных пластин, прикрепленных к железным стержням с помощью 300 000 заклепок, весом 280 тонн и высотой около 50 м со временем под воздействием воды и атмосферного воздуха статуя начала стремительно корродировать. США обратились ко всем ученым мира за помощью, заявив, что «статуя Свободы теряет электроны», т. е. окисляется. Наиболее эффективным средством оказалось тефлоновое (политетрафторэтилен) покрытие.

защитные пленки, водо- и газонепроницаемые ткани, трубы (рис. 2.15), предметы бытовой утвари (контейнеры, пакеты, посуду, канистры и пр.).

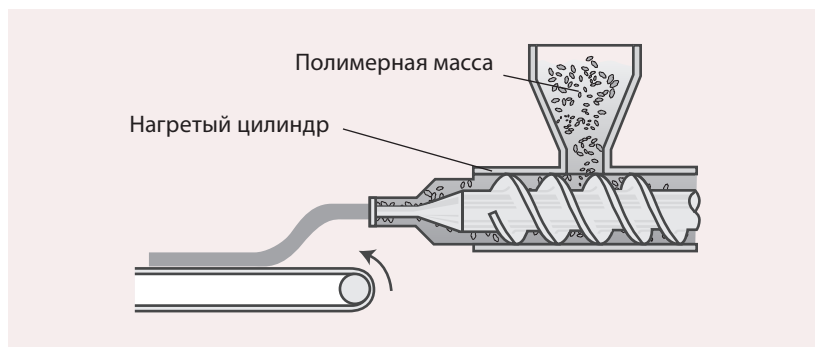


Рис. 2.15. Схема производства труб из пластиковой массы

Пластическая масса, получаемая на основе полистирола является термопластичной; при 80 °С она размягчается, затем плавится. Полистирол устойчив к воздействию кислот и щелочей, растворяется в бензоле и дихлорэтане. Благодаря этому изделия из полистирола можно формовать и склеивать. При продувании воздуха через расплавленный полистирол образуется расплавленный пенополистирол (пенопласт), который является хорошим тепло- и звукоизоляционным материалом.

Большое значение имеют пластмассы на основе полиметилметакрилата (органическое стекло, или плексиглас) и политетрафторэтилена ($-\text{CF}_2-\text{CF}_2-$)_n, называемого *тефлоном*. Последний плавится при температуре более 300 °С, не растворяется в растворителях, обладает особой стабильностью по отношению к любым химическим реагентам. Из полиметилметакрилата изготавливают: стекла, пропускающие ультрафиолетовые лучи (около 70 %), медицинские протезы, детали для лазерной техники, лаки. Из политетрафторэтилена производят насосы, волокна, трубы, устойчивые к высоким температурам и агрессивным химическим средам.

Предметы гигиены и санитарии, материалы для упаковки медикаментов (флаконы, пленки и пр.) и другие изделия из пластмасс нашли широкое применение в медицине. Их изготавливают из медико-биологических полимеров.

Медико-биологические полимеры должны отвечать таким требованиям, как: а) нетоксичность; б) совместимость с живыми тканями; в) прочность; г) при разложении не выделять токсичных веществ.

Природные, искусственные и синтетические волокна

Волокна, изготовленные из природных полимеров, называются *природными*, или *натуральными волокнами*. Например, хлопок — это природное волокно, полученное из хлопчатника (рис. 2.6; с. 53), представляет собой целлюлозу ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$)_n, которая, в свою очередь, является линейным полимером, состоящим из остатков молекул глюкозы (с. 48).

Льняное волокно — это природное волокно, которое получают из стебля одноименного растения. Волокна льна легко впитывают и удерживают влагу, легко воспламеняются, горят равномерно и не оставляют пепла. Они обычно более устойчивы к воздействию химических веществ, чем хлопок.

Шелк — это полимерный белковый компонент (полипептид), получаемый из шелковичных червей (шелкопряда).

Шерсть — это природное волокно животного происхождения. Шерсть имеет сложную структуру, состоящую из 20-ти аминокислот, упорядоченно расположенных в длинные цепочки. Она гигроскопична, эластична, устойчива к износу. Не устойчива к щелочным растворам. Шерсть используют для пошива теплой одежды, изделий из трикотажа, одеял и пр.

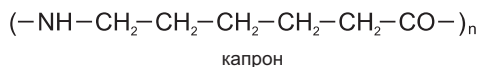
! Волокна, изготовленные на основе природных полимеров, видоизмененных химическим путем (вискоза, триацетат целлюлозы), называются *искусственными*. Волокна из полимеров, полученных химическим путем, называются *синтетическими*.

При продавливании расплавленного полимера через фильеры с отверстиями разного диаметра образуется тонкая струйка полимера, которая после охлаждения превращается в нить (волокно). При наматывании на бобину волокно вытягивается. В момент вытяжения волокна макромолекулы полимера ориентируются вдоль нити, тем самым придавая ей высокую прочность.

Этикетки на различных предметах одежды содержат информацию о природе волокна с целью правильного их хранения и использования. Рассмотрев этикетки на различных изделиях, мы узнаем, что они сделаны из полипропена, лавсана, нитрона, капрона, вискозы и др. (рис. 2.16). Из полипропенового волокна изготавливают также ковры, канаты, кабели и др.

Вискозное волокно — это искусственное волокно, полученное из целлюлозы и обработанное дисульфидом углерода и щелочью. В результате получается эфир целлюлозы и ксантогеновой кислоты. Вискоза устойчива к износу, истиранию и воздействию света. Её используют в производстве тканей для различных видов одежды и бытовых изделий.

Капрон — синтетическое волокно, состоит из полиамидных макромолекул, в состав которых входят остатки аминокaproновой кислоты (см. с. 65):



Из капрона изготавливают предметы одежды, ковры, чехлы, рыболовные сети, различные технические детали. Недостатком капронового волокна является тот факт, что оно плавится при температуре чуть выше 200 °С и разрушается кислотами. Поэтому изделия из капрона рекомендуется гладить при низких температурах, а также соблюдать осторожность при работе с кислотами.



Рис. 2.16. Изделия из искусственных и синтетических волокон



Рис. 2.17. Покрышки из каучука

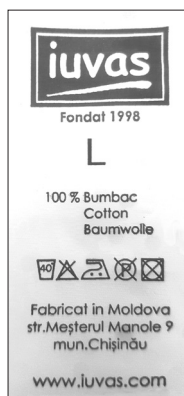
Природные и синтетические каучуки. При изучении алкадиенов мы познакомились с природными и синтетическими каучуками. Природный каучук образуется при коагуляции сока некоторых растений. Это полимер изопрена: $(-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}-\text{CH}_2-)_n$.

Для того чтобы покрыть потребность в изопреновом каучуке, который применяют во многих областях повседневной жизни, его также получают синтетическим путем, также как и бутадиеновый каучук. Синтетические каучуки — это эластичные и износостойкие продукты, получаемые с помощью химических процессов. В результате термической обработки каучука серой (вулканизация) повышается его эластичность и значительно повышается устойчивость к низким и высоким температурам.

Из синтетических каучуков производят различные технические детали, обувь, покрышки для всех видов наземного транспорта (рис. 2.17).

Словарь

Маркировка — специальный знак, наносимый на изделие, чтобы отличить его от других.



Образец маркировки предмета одежды

Тематическое исследование

Маркировка полимеров: расшифровка, рекомендации

Маркировка представляет собой краткую информацию, содержащую (графически и текстом) название, тип, рекомендации по использованию и уходу за изделием, которая напечатана на этикетке или ярлыке, прикрепленных к товару, предлагаемому к продаже в магазине (одежда, обувь и пр.), в аптеке (шприцы, вата, марля и др.) или в других местах.

Найдите дома маркированную бирку, прикрепленную к одежде, сумке, перчаткам, зонтику и т. д.

1. Изучите содержание маркировки и установите (по возможности) название, состав продукта (например, хлопок — 50 %, полиэстер — 25 %, вискоза — 25 %). Обратите внимание на тип волокон.
2. Определите название и структуру органических веществ — основных компонентов волокон, указанных в маркировке.
3. Установите условия по уходу и хранению изделия.
4. Укажите 2-3 свойства, обуславливающие применение этого материала.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7



Распознавание материалов на основе высокомолекулярных соединений (по органолептическим свойствам, маркировке)

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Материалы: 4–5 изделий из пластика, волокон (натуральных, искусственных или синтетических), которые имеют маркировку.

- 1) Проведите органолептический анализ каждого изделия (внешний вид, запах, цвет и тактильные ощущения). Определите его природу, из какого макромолекулярного соединения оно состоит, и заполните соответствующие графы таблицы.

2) Изучите маркировку на каждом изделии и определите, в какой степени вы можете идентифицировать материалы на основе макромолекулярных соединений. Заполните таблицу.

Материал			Название макромолекулярного соединения	
Пластмасса	Волокно	Тип волокна	Установленное (предположительно)	Верное (указанное на маркировке)
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Дайте определение пластическим массам. Как классифицировать их по: а) составу; б) отношению к нагреванию? Приведите примеры.
2. Пластмассовую посуду, в которой продают прохладительные напитки, не рекомендуется использовать при повышенных температурах. Почему? Определите устойчивость пластиковой бутылки к нагреванию, налив в нее горячую воду.
3. Приведите примеры натуральных, синтетических и искусственных волокон. Охарактеризуйте технологический процесс производства волокна и объясните, почему вытягивание повышает механическую прочность волокна.
4. Как отличить: а) ткань из льна от ткани из капрона; б) ткань из натурального шелка от ткани из хлопка?
5. Какой реакцией (полимеризации или поликонденсации) получают волокна: а) полиэтилена; б) полипропена; в) капрона?
6. Рассчитайте степень полимеризации полипропилена, относительная молекулярная масса которого равна 21 000.
- *7. Рассчитайте массу триацетилцеллюлозы, содержащей 10 % примесей, которую можно получить из целлюлозы массой 150 кг.
8. Изучите этикетки на различных изделиях из волокон, которые есть в вашем доме. Оцените свойства и соответствие волокна типу текстильного изделия: механические качества, гигроскопичность, гигиеничность, эстетичность.

Запомните!

- Существует три типа волокон: природные/натуральные, искусственные и синтетические.
- Синтетические полимеры получают химическим путем.
- Реакциями получения полимеров являются: полимеризация, поликонденсация.
- Из полимеров производят пластические массы, синтетические волокна, каучуки.

* ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3



Изучение свойств продукции на основе высокомолекулярных соединений, используемой в повседневной деятельности

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование: газовая горелка или спиртовка, тигельные щипцы, жестяная пластинка, стеклянная палочка, пипетка.

Планирование и выполнение эксперимента

Определите тип экспериментальной задачи:
а) изучение физических свойств;
б) отделение/очистка;
в) идентификация;
г) синтез.

Разработайте план работы.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Составьте план выполнения каждого опыта.

Выполните опыты.

Сделайте выводы.

Материалы и реактивы: образцы пластмасс (полиэтилен), природных и синтетических волокон (шерсть, хлопок, капрон), раствор NaOH (10 %).

1. Изучение свойств пластических масс.

Идентификация полиэтилена

Изучите внешний вид образцов пластмассы: цвет, плотность, эластичность, прозрачность или непрозрачность (мутность), вес.

Можно наблюдать, что образцы пластмассы из полиэтилена различной окраски, они жирные на ощупь, полупрозрачные, механически прочные.

Отношение к нагреванию. Закрепите в щипцах горизонтально жестяную пластину, поместите на нее образец пластмассы и нагрейте пластину в том месте, где находится пластмасса. Пластмасса размягчается. Стеклопалочкой или спичкой попытайтесь вытянуть нить.

Характер горения. Возьмите щипцами образец полиэтилена и подержите его над пламенем. Наблюдайте возгорание полимера и горение его синим пламенем. При этом распространяется запах, похожий на запах горящей парафиновой свечи. При горении полиэтилена падают капли расплавленного вещества. Уберите полимер из пламени. Полимер будет продолжать гореть.

Зафиксируйте свои наблюдения в таблице.

2. Изучение свойств волокон и их идентификация

В трех пронумерованных пакетах находятся образцы природных и синтетических волокон: шерсть, хлопок, капрон. Изучите их внешний вид и определите содержимое каждого пакета, используя для этого следующую информацию.

Шерсть. Возгорается и горит медленно, распространяя запах жженных перьев. После сгорания остается черный шарик, который растворяется в 10%-ном растворе гидроксида натрия.

Хлопок. Горит быстро, распространяя запах жженой бумаги. После сжигания остается серая зола, которая не растворяется в 10%-ном растворе гидроксида натрия, но набухает в нем.

Капрон. При слабом нагревании начинает плавиться, образуя темный шарик, который потом затвердевает. Из расплава можно вытянуть нить. При горении распространяет неприятный запах. Не растворяется в 10%-ном растворе гидроксида натрия.

Наблюдения занесите в таблицу, предварительно перенеся ее в тетрадь.

Исследуемый образец	Отношение к нагреванию. Характер пламени	Растворимость в 10%-ном растворе гидроксида натрия

Проект

Тема: Планета в пластиковой упаковке

Контекст: Мы оглядываемся вокруг и видим, что все наши действия по приготовлению пищи, производству, закупке различных продуктов и материалов сопровождаются их упаковкой для более удобной транспортировки, перемещения из одного места в другое. В большинстве случаев для этого используется полиэтиленовая упаковка. Это повседневное удобство. Но как всё это влияет на экологию?

Люди вывозят отходы на свалку, где преобладают пластиковые пакеты. Одни отходы разлагаются за 2–5 месяцев, другие — максимум за 10–20 лет. А пластик практически не разлагается. Поэтому пластиковые пакеты — это многолетняя экологическая катастрофа.

Воды рек, морей и океанов, в которых плавает огромное количество мусора, характеризует высокий уровень загрязнения. В результате гибнут птицы и водные обитатели, потому что их желудки забиты пластиковыми отходами. С суши около 80 % пластика попадает в моря и океаны. При сжигании мусора в атмосферу попадают очень токсичные вещества.

Что нам нужно сделать, чтобы спасти нашу планету?

- 1) Как учащиеся, разбирающиеся в органической химии, настаивайте на том, чтобы возле ваших домов были установлены контейнеры для раздельного сбора отходов: а) бумаги, б) стекла, в) пищевых отходов, г) металлов, д) пластмасс.
- 2) Способствуйте соблюдению правил раздельного сбора отходов.

В составе группы разработайте проект по данной теме, в котором предложите способы отказа от пластиковых пакетов, отдав предпочтение биоразлагаемым пакетам (бумажным, картонным, из хлопчатобумажной ткани и др.).

Этапы исследования

В процессе разработки проекта соблюдайте следующие этапы: формулировка целей, сбор данных, материалов, разработка и презентация продукта.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Постеры
- Рефераты

Защита проекта

- Каждая группа выбирает способ представления проекта и представителя для защиты проекта перед классом.
- На выступление отводится до 8–10 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность информации, включенной в проект;
- Научное содержание проекта;
- Выступление группы;
- Соответствие выступления отведённому лимиту времени;
- Использованные источники информации (библиография).

ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ — ВЕЩЕСТВА, НЕЗАМЕНИМЫЕ В ПОВСЕДНЕВНОЙ ДЕЯТЕЛЬНОСТИ

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- аргументировать причинно-следственные связи между строением, свойствами, получением, идентификацией, применением органических соединений;
- выводить и приводить примеры генетической связи между различными типами углеводов и другими классами органических веществ;
- выполнять упражнения, решать комплексные теоретические и экспериментальные задачи;
- разрабатывать и представлять творческие работы по проблемам взаимосвязей: повседневная деятельность — органическое вещество — процесс — окружающая среда.
- оценивать критически соотношения между преимуществами и негативными последствиями использования органических соединений.

3.1. Разнообразие органических соединений

В процессе изучения органической химии (в 11-м и 12-м классах) мы познакомились с принципами теории химического строения органических соединений, узнали, что представляют собой их состав и строение, каковы их гомологи и изомеры, какова связь между строением и свойствами.

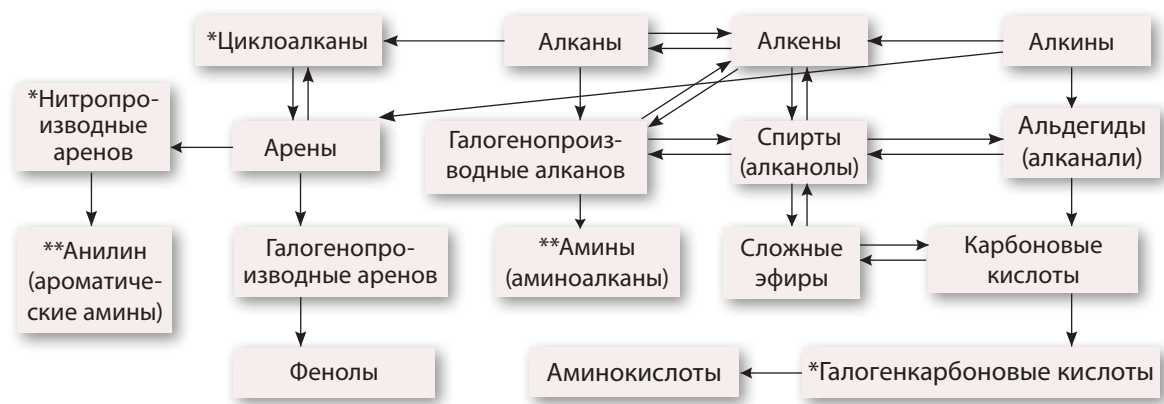
Гомологические ряды, изомеры, классы органических соединений. Вещества, молекулы которых сходны по строению и свойствам, но отличаются на одну или несколько групп CH_2 , называются *гомологами*. Зная несколько представителей, мы можем составить и охарактеризовать гомологический ряд данных углеводов или соответствующий класс соединений. Обычно мы знаем начало гомологического ряда (соединение с наименьшим числом атомов углерода), но не можем определить его конец, поскольку новые гомологи этого ряда продолжают открывать/синтезировать. Огромное разнообразие органических соединений также вытекает и из определения понятия *изомер*.

Вещества, молекулы которых имеют одинаковый качественный и количественный состав, но отличаются по своему строению и по свойствам, называются *изомерами*.

Первый шаг в изучении органической химии состоит в распределении *углеводородов* по гомологическим рядам: а) с не замкнутым и замкнутым (циклическим) углеродным скелетом; б) предельные, непредельные и ароматические. Впоследствии мы убедились, что при замене атома водорода в этих углеводородах на определенные функциональные группы ($-\text{X}$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{CH}=\text{O}$, $-\text{COOH}$ и др.) получают *классы монопроизводных органических веществ* (галогенопроизводные, спирты, альдегиды, карбоновые кислоты и др.) и полифункциональные (углеводы, аминокислоты и др.).

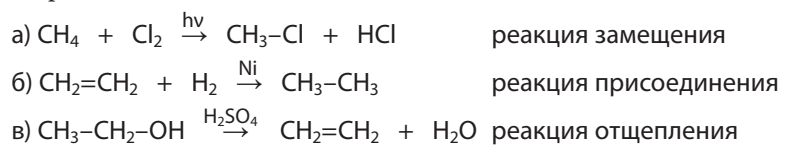
Многообразие органических соединений отражено в схеме на странице 75, где показаны генетические связи между гомологическими рядами углеводов и классами органических соединений.

Следует отметить, что любой ряд углеводов или класс органических соединений содержит вещества, полученные из природных источников или синтетическим путем. Так, для всех работ, где необходимо топливо, используют углеводороды из природного газа и нефти. Для сварки металлов применяют ацетилен, полученный из карбида кальция; холодильники работают (охлаждают) благодаря фреону; волокна, пластмассы, каучуки созданы на основе природных и синтетических соединений (целлюлоза, фенол, метаналь, стирол, бутadiен, изопрен и др.). В состав продуктов питания (нашей повседневной пищи) входят жиры, углеводы, аминокислоты, белки и представители других классов органических соединений. Большинство веществ, входящих в состав приготовленных блюд, получены из природы.



3.2. Типы реакций в органической химии

Обобщая информацию о химических свойствах органических соединений, мы приходим к выводу, что основными характерными типами реакций являются: а) замещение, б) присоединение, в) отщепление — элиминирование. Реакции замещения и отщепления характерны для насыщенных (предельных) соединений, реакции присоединения — для ненасыщенных (непредельных). Например:

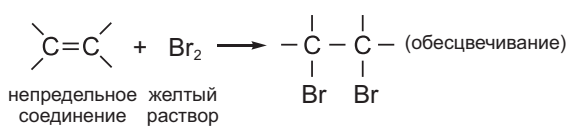


Для конкретизации некоторые реакции названы по наименованию агента, с которым органическое соединение взаимодействует или выделяет. Это реакции: а) гидрирования, б) дегидрирования, в) галогенирования, г) гидратации, д) дегидратации, е) окисления, ж) восстановления, з) гидролиза, и) этерификации, к) полимеризации.

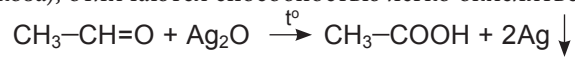
Чтобы охарактеризовать кислотные или основные свойства органических соединений, их можно сравнить с неорганическими. Например:

Неорганические кислоты	Карбоновые кислоты
а) $H_2SO_4 + Mg \rightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$	а) $2HCOOH + Mg \rightarrow (HCOO)_2Mg + H_2\uparrow$
б) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$	б) $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$
в) $2HCl + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$	в) $2CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3COONa + CO_2\uparrow + H_2O$

Идентификация органических веществ. Корреляция строение–свойства является важнейшим элементом в теоретическом и экспериментальном изучении свойств органических соединений. Таким образом, на основании этой корреляции становится возможным идентифицировать органические вещества (углеводороды или другие классы органических веществ). Например, вещества, обесцвечивающие бромную воду, являются непредельными (за счет присоединения брома по месту двойной связи):



Ароматическое соединение фенол при обработке бромной водой образует белый осадок 2,4,6-трибромфенола, а молекулы, содержащие альдегидную группу $-CH=O$ (альдегиды, муравьиная кислота, глюкоза), отличаются способностью легко окисляться. Например:



по единице обучения «Органические соединения —
вещества, незаменимые в повседневной деятельности»

Реальный профиль

1. Напишите общие формулы соответствующих гомологических рядов или классов органических веществ, к которым относятся следующие вещества: а) бутан; б) бромэтан; в) пропен; г) этин; д) бензол; е) пропан-2-ол; ж) этаналь; з) бутановая кислота.
2. Напишите по одному гомологу для каждого вещества из *упражнения 1*.
3. Напишите по одному методу получения для веществ в пунктах а–д из *упражнения 1*.
4. Напишите по одному уравнению реакции, характеризующему химические свойства для веществ в пунктах а–д из *упражнения 1*.
5. Напишите по одному примеру реакций для каждого из предложенных типов химических реакций: а) гидрирования; б) галогенирования; в) гидратации; г) дегидратации; д) окисления; е) восстановления.
6. Для нейтрализации предельной одноосновной карбоновой кислоты массой 3,7 г потребовалось 5 мл раствора KOH (плотность 1,4 г/мл). Какова молекулярная формула этой кислоты?

Ответ: C₃H₆O₂

Проект

Тема: Представление органического вещества в противоречии

В 2019 году всё население нашей планеты оказалось в серьезной кризисной ситуации, вызванной пандемией Ковид-19. Столкнувшись с различными разновидностями этого заболевания, одна тяжелее другой, специалисты мобилизовались для поиска эффективного препарата, способного уничтожить вирус.

Есть надежда, что успешные эксперименты приведут к созданию вакцины, которая защитит нас от Ковида навсегда и не будет иметь побочных эффектов, а оказывать только положительное действие.

В этом контексте мы можем сделать сравнение с периодом 1940–1960-х годов, когда широко использовался ДДТ (дихлордифенилтрихлорэтан) благодаря своей эффективности в борьбе с насекомыми — вредителями. Но спустя более десяти лет было установлено, что ДДТ вреден в высоких концентрациях. Он накапливается в почве и может сохраняться до ста лет. Поэтому его производство и применение было запрещено. Это химическое вещество подвергалось широкой критике. Но статистически доказано, что ДДТ **спас (!)** около 50 миллионов жизней, когда по всему миру свирепствовали малярия и тиф.

Сформируйте команду вместе с 2–3-мя коллегами и разработайте проект, осуществив следующие этапы:

- 1) Узнайте у бабушек и дедушек, слышали ли они или сталкивались ли с подобными эпидемическими ситуациями.
- 2) Какие аспекты преобладают в свойствах ДДТ (положительные или отрицательные)?
- 3) Как можно избежать негативных аспектов в свойствах ДДТ?
- 4) Найдите в Интернете сходную информацию о пользе и вреде талидомида, дифенилацетона и др.

Способы выполнения

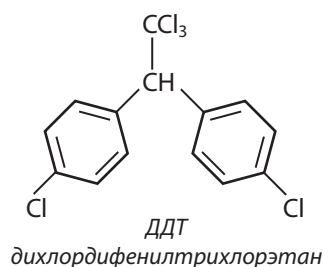
- Презентации Power Point
- Коллажи
- Постеры
- Рефераты

Защита проекта

- Каждая группа выбирает способ представления проекта перед классом.
- На выступление отводится 8–10 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность и важность рассматриваемых тем;
- Выступление группы;
- Научное содержание проекта;
- Использованные источники информации (библиография).



ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В ПРОИЗВОДСТВЕ (для реального профиля)

Химические реакции — важнейшие

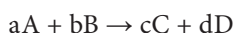
4.1. составляющие химического производства

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к химическим реакциям, закономерностям их протекания, химическому производству в ситуациях устного и письменного общения;
- характеризовать, сравнивая: а) химические реакции разных типов; б) технологические процессы производства/химической переработки, применения продуктов производства;
- моделировать: а) химические реакции разных типов с помощью химических уравнений; б) математические выражения закона действующих масс (кинетические уравнения) и константы химического равновесия на основе химических уравнений;
- аргументировать причинно-следственные связи между воздействием различных факторов на скорость химической реакции и смещением химического равновесия;
- экстраполировать и применять алгоритмы: а) решения задач в ситуациях, связанных с термохимическими расчетами, массовой долей чистого вещества/примесей; б) уравнивания окислительно-восстановительных реакций, используемых в производстве;
- критически оценивать преимущества и негативные последствия применения/проведения химических реакций и химических производств.

Химию сегодня можно назвать наукой-кудесницей. За последние десятилетия удалось расшифровать структуру многих биологически активных веществ, таких как инсулин, и разработать процессы получения веществ с ценными физико-химическими свойствами. В основе процессов получения веществ лежат химические реакции.

Химические свойства веществ проявляются в химических реакциях. Химическая реакция в общем виде может быть представлена следующим образом:



Где вещества А и В, вступающие в реакцию, называются *реагентами* (или *исходными веществами*), а вещества С и D, образовавшиеся в результате реакции, — *продуктами реакции* (или *конечными продуктами*). Параметры а, b, с, d в уравнении реакции называются *стехиометрическими коэффициентами*.

Химические реакции классифицируют по различным критериям (табл. 4.1).

Следует отметить, что одна и та же химическая реакция может быть охарактеризована по разным критериям классификации, представленным в таблице. Например, реакция $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HCl} + \text{Q}$ является реакцией: а) обмена; б) экзотермической; в) без изменения степеней окисления; г) необратимой; д) некаталитической; е) гомогенной.

Критерий классификации	Типы химических реакций	Примеры
1. Число и состав исходных веществ и продуктов реакции	а) соединения б) разложения в) замещения г) обмена	а) $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$ б) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ в) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ г) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. Тепловой эффект	а) экзотермические (с выделением тепла, света) б) эндотермические (с поглощением тепла, света)	а) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2 + \text{Q}$ б) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 - \text{Q}$
3. Изменение степени окисления	а) окислительно-восстановительные б) без изменения степени окисления	а) $2\overset{0}{\text{Zn}} + \overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow 2\overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-2}{\text{O}}$ б) $\overset{+2}{\text{Cu}}(\overset{-2}{\text{OH}})_2 \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$
4. Направление протекания реакции	а) обратимые б) необратимые	а) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ б) $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2 \uparrow$
5. Участие катализатора	а) каталитические б) некаталитические	а) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons{[\text{Fe}]} 2\text{NH}_3$ б) $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$
6. Агрегатное состояние исходных веществ	а) гомогенные б) гетерогенные	а) $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$ б) $\text{FeO}_{(тв)} + \text{CO}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)}$

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

Вспомним, что химическое уравнение имеет двойное значение: а) качественное выражение химической реакции и б) его количественное выражение.

Во всех химических реакциях соблюдается закон сохранения массы веществ. Сформулируйте этот закон!

ОЦЕНИВАНИЕ

- Назовите реагенты и продукты реакций в следующих уравнениях:
 - $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 - \text{Q}$
- Укажите тип каждой из приведенных реакций:
 - $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HCl}$
 - $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 - \text{Q}$
 - $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 + \text{Q}$
 - $\text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{MgO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- Напишите уравнения химических реакций обмена и расставьте коэффициенты:
 - гидроксид калия + серная кислота → сульфат калия + вода;
 - ортофосфат натрия + нитрат серебра → ортофосфат серебра + нитрат натрия;
 - сульфит калия + азотная кислота → нитрат калия + оксид серы (IV) + вода.
- Для данных схем определите степени окисления элементов, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления, определите коэффициенты методом электронного баланса и напишите уравнения реакций.
 - $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Fe} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KFeO}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KClO}_3 + \text{KOH} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$
- Пользуясь ключевыми словами «окисляться», «присоединение», «принимать», «отдача», «восстанавливаться», «терять», заполните пропуски в следующих фразах так, чтобы они были верны с точки зрения химии.
 - окисление — это процесс ... электронов;
 - восстановление — это процесс ... электронов;
 - окислитель — это вещество, которое ... электроны;
 - восстановитель — это вещество, которое ... электроны;
 - в химических реакциях окислитель ..., а восстановитель



Работа в группе

6. Пользуясь таблицей 4.1, приведите примеры химических реакций из курса органической химии. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4.2. Химические реакции — источники и потребители энергии

4.2.1. Тепловые эффекты химических реакций

Химические реакции очень разнообразны, но все они имеют одну общую черту. Как правило, химические реакции сопровождаются поглощением или выделением энергии в виде тепла, света, или электричества.

Реакции, сопровождаемые выделением тепла или света, называются *экзотермическими* (экзо — наружу).

Реакции, сопровождаемые поглощением тепла или света, называются *эндотермическими* (эндо — вовнутрь).



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

Тепловой эффект реакции Q измеряется в кДж и записывается в правой части уравнения реакции со знаком «+» в случаях, когда теплота выделяется, и со знаком «-», если теплота поглощается. Например:

экзотермическая реакция:

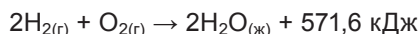


эндотермическая реакция:



Уравнение реакции, в котором указан тепловой эффект, называется *термохимическим уравнением*.

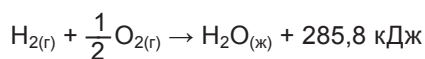
По термохимическим уравнениям можно производить различные расчеты, используя соотношения между количеством теплоты и количеством вещества — участника процесса. В термохимических уравнениях допускаются дробные коэффициенты. Например, уравнение реакции



термохимическое уравнение

показывает, что при присоединении водорода количеством вещества 2 моль к кислороду количеством вещества 1 моль выделяется 571,6 кДж теплоты.

Следующее уравнение



показывает, что при соединении водорода количеством вещества 1 моль с кислородом количеством вещества 0,5 моль образуется вода количеством вещества 1 моль и выделяется 285,8 кДж теплоты, т. е. в два раза меньше, чем в первой реакции.

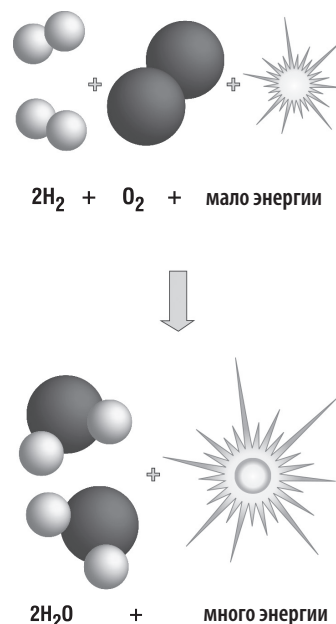


Рис 4.1. Вспышка — результат экзотермической реакции

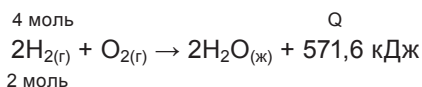
4.2.2. Термохимические уравнения и расчеты.

Практическое применение термохимических расчетов

На основе термохимических уравнений можно решить множество практических задач. Например, можно рассчитать теплотворную способность различных видов топлива, тепловой эффект тех реакций, для которых он не может быть измерен непосредственно и др.

I. Вычисление количества теплоты по количеству вещества, участвующего в реакции

Пример 1. Рассчитайте количество теплоты, выделяемой при сгорании водорода количеством вещества 4 моль по термохимическому уравнению:



Дано:
 $\nu(\text{H}_2) = 4 \text{ моль}$
 $Q = ?$

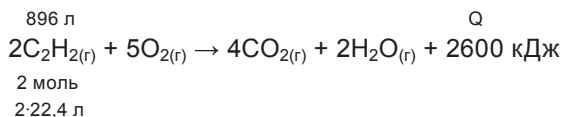
Решение:
 Логическая схема
 по уравнению: 2 моль H_2 — выделяется 571,6 кДж теплоты;
 по условию: 4 моль H_2 — выделяется Q кДж теплоты.

$$Q = \frac{4 \text{ моль} \cdot 571,6 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 1143,2 \text{ кДж}$$

Ответ: Выделяется 1143,2 кДж теплоты.

II. Вычисление количества теплоты по известному объему газа и тепловому эффекту химической реакции

Пример 2. Рассчитайте количество теплоты, выделяемой при сгорании ацетилена объемом 896 л (н. у.) по термохимическому уравнению:



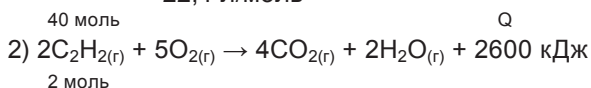
Дано:
 $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 896 \text{ л}$
 $Q = ?$

Решение:
Первый способ
 Логическая схема
 по уравнению: 44,8 л C_2H_2 — выделяется 2600 кДж теплоты;
 по условию: 896 л C_2H_2 — выделяется Q кДж теплоты.

$$Q = \frac{896 \text{ л} \cdot 2600 \text{ кДж}}{44,8 \text{ л}} = 52000 \text{ кДж}$$

Второй способ

$$1) \nu(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{896 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 40 \text{ моль}$$



$$Q = \frac{40 \text{ моль} \cdot 2600 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 52000 \text{ кДж}$$

В этой реакции выделяется большое количество тепла, что находит применение при сварке и резке металлов.

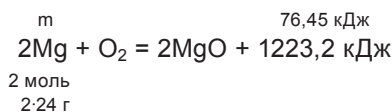
Ответ: Выделяется 52 000 кДж теплоты.

Выполните!

Сравните различные способы решения задач.

III. Вычисление количества вещества, массы или объема реагирующего вещества или продукта реакции по известному количеству теплоты

Пример 3. По термохимическому уравнению рассчитайте массу магния, если известно, что при сгорании его навески выделяется 76,45 кДж тепла.



Дано:
 $Q = 76,45 \text{ кДж}$
 $m(\text{Mg}) = ?$

Решение: $m(\text{Mg}) = \frac{48 \text{ г} \cdot 76,45 \text{ кДж}}{1223,2 \text{ кДж}} = 3 \text{ г}$
 Ответ: $m(\text{Mg}) = 3 \text{ г}$.

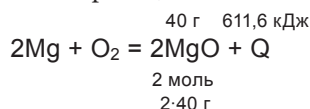
Выполните!

Что мы можем определить, зная величину теплового эффекта химической реакции?

IV. Вычисление теплового эффекта реакции по количеству вещества (массе, объему) и количеству теплоты

Пример 4. Рассчитайте тепловой эффект реакции горения магния в кислороде, если известно, что при образовании оксида магния массой 40 г, выделяется 611,6 кДж теплоты.

Термохимическое уравнение реакции:



Дано:
 $m(\text{MgO}) = 40 \text{ г}$
 $Q_1 = 611,6 \text{ кДж}$
 $Q = ?$

Решение:
 Первый способ
 Логическая схема
 по уравнению: 80 г MgO — выделяется Q кДж;
 по условию: 40 г MgO ... 611,6 кДж.

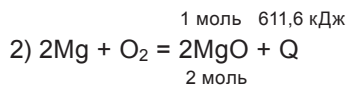
$$Q = \frac{611,6 \text{ кДж} \cdot 80 \text{ г}}{40 \text{ г}} = 1223,2 \text{ кДж}$$

Термохимическое уравнение реакции:



Второй способ

$$1) \nu(\text{MgO}) = \frac{40 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}$$



$$Q = \frac{611,6 \text{ кДж} \cdot 2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1223,2 \text{ кДж}$$

Ответ: Тепловой эффект реакции $Q = 1223,2 \text{ кДж}$.

ОЦЕНИВАНИЕ

- Выберите верные утверждения. Реакция может быть экзотермической, если: а) на разрыв химических связей в исходных веществах затрачено меньше энергии, чем ее выделится при образовании продуктов реакции; б) является реакцией соединения; в) является реакцией разложения; г) является реакцией нейтрализации.
- Выберите экзотермические реакции: а) получение оксида азота (II) из азота и кислорода; б) реакция нейтрализации; в) разложение карбонатов при прокаливании; г) получение аммиака из простых веществ.

3. По термохимическому уравнению реакции горения водорода $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 483,2 \text{ кДж}$ вычислите количество теплоты, выделившейся при образовании воды массой 180 г. Ответ: 2416 кДж
4. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения метана, если известно, что при сгорании его объемом 100 л (н. у.) выделяется 3582 кДж теплоты. Ответ: 802,3 кДж
5. Вычислите тепловой эффект реакции и составьте термохимическое уравнение, если известно, что на разложение карбоната кальция массой 50 г требуется 90 кДж теплоты. Ответ: -180 кДж
6. Вычислите тепловой эффект реакции образования оксида алюминия из простых веществ, если известно, что при окислении алюминия массой 27 г выделяется 838 кДж теплоты. Ответ: 3352 кДж
7. Составьте термохимическое уравнение реакции и вычислите количество теплоты, выделившейся при сгорании угля массой 24 г, если известно, что тепловой эффект реакции равен 394 кДж. Ответ: 788 кДж



Работа в группе

8. Установите соответствие между выражениями в колонках **А**, **Б** и уравнениями реакций в колонке **В**.

А	Б	В
I. Экзотермическая реакция	(1) Выделение тепла	а) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$
II. Эндотермическая реакция	(2) Поглощение тепла	б) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + Q$
		в) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + Q$
		г) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$

Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции

4.3.

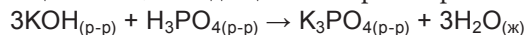
4.3.1. Скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах

Химические реакции протекают:

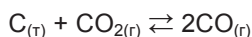
– в **гомогенной** (однородной) **среде**. Например, реакция между газами:



или между веществами, находящимися в растворах:



– в **гетерогенной среде** (между веществами, находящимися в разных агрегатных состояниях). Например, между газообразным и твердым (кристаллическим) веществами:



Гомогенные реакции идут во всем объеме, занимаемом реагентами, в то время как гетерогенные — протекают лишь на поверхности соприкосновения реагентов.



Скорость химической реакции определяется изменением молярной концентрации исходного вещества или продукта реакции за единицу времени.

Для определения скорости реакции выбирают вещество, изменение концентрации которого будут экспериментально измерять. Измеряют концентрацию вещества через определенные промежутки времени и устанавливают зависимость «молярная концентрация C — время t » (рис. 4.2).

Ключевые понятия

- Скорость реакции
- Факторы, влияющие на скорость реакции
- Природа веществ
- Концентрация веществ
- Температура
- Давление
- Закон действующих масс

Примечание

Гомогенные системы состоят из компонентов, находящихся в одинаковых агрегатных состояниях, раздробленных до молекул или ионов, и равномерно распределенных между собой.

Гетерогенные системы состоят из двух и более компонентов, разделенных поверхностью соприкосновения.

$$C(x) = \frac{\nu(x)}{V_{\text{(смеси)}}}; \text{ (моль/л)}$$

Как можно увидеть на *рисунке 4.2; а*, концентрация исходных веществ уменьшается с течением времени, и разность $C_2 - C_1$ является величиной отрицательной; концентрация продуктов реакции увеличивается с течением времени (*рис. 4.2; б*), и, соответственно, разность $C_2 - C_1$ является величиной положительной. Так как скорость может быть только положительной величиной, перед математическим выражением ставится знак «±»;

$$v_{\text{гомог.}} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} \quad (1)$$

$$v_{\text{гомог.}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \quad \text{средняя скорость реакции} \quad (2)$$

$$v_{\text{гомог.}} = \pm \frac{\Delta \nu}{V \cdot \Delta t} \quad (3)$$

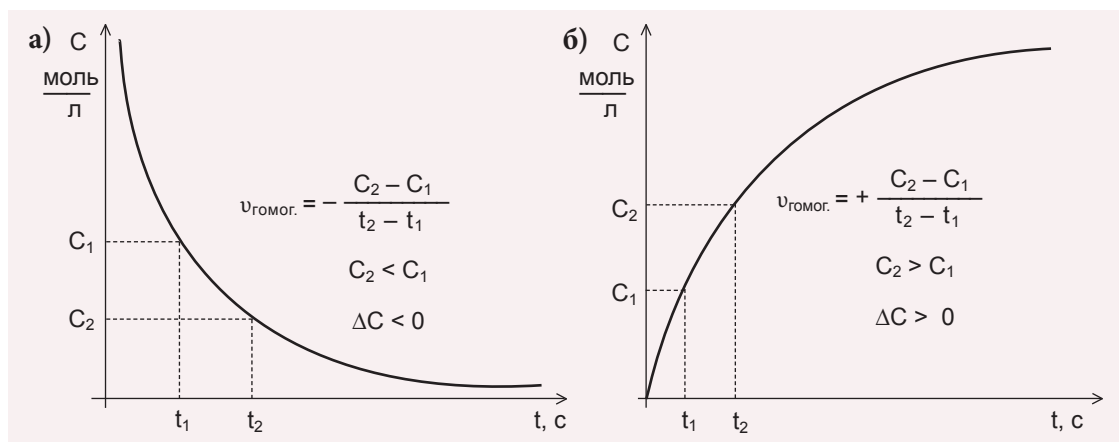


Рис. 4.2. Изменение концентраций в химической реакции: а) исходных веществ; б) продуктов реакции



Скорость гетерогенной реакции определяется количеством вещества, вступившего в реакцию на единицу поверхности раздела фаз (S) в единицу времени.

$$v_{\text{гетер.}} = \pm \frac{\Delta \nu}{S \Delta t} \quad (4)$$

Значение скорости реакции, определенное таким образом, является средним.

Чаще в кинетике используют значение мгновенной скорости реакции, т. е. скорости в данный момент времени.

4.3.2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

Закон действующих масс

Скорость химической реакции зависит от следующих факторов:

- природы реагирующих веществ;
- концентрации реагирующих веществ;
- температуры;
- давления (для газов);
- степени измельчения (для гетерогенных систем);
- присутствия катализатора.

Рассмотрим детально влияние каждого фактора на скорость реакции.

Влияние природы реагирующих веществ. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ можно продемонстрировать на следующем примере. При взаимодействии цинка с

Выполните!

Приведите другие примеры химических реакций, с помощью которых можно продемонстрировать влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции.

соляной кислотой водород выделяется интенсивнее, чем при взаимодействии цинка с раствором уксусной кислоты. HCl является сильным электролитом, а CH₃COOH — слабым электролитом в водном растворе.

Влияние концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Для протекания химической реакции молекулы должны столкнуться. Чем выше концентрация реагирующих веществ, тем больше количество столкновений между молекулами, а следовательно, тем выше скорость реакции.

Для реакции, записанной в общем виде:



закон действующих масс (ЗДМ) для скорости химической реакции имеет выражение:

$$v = kC^a(A) \cdot C^b(B) \quad (6)$$



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

Коэффициент пропорциональности k — константа скорости реакции, которая не зависит от концентрации реагирующих веществ. Она зависит от природы реагирующих веществ и температуры системы.

Уравнение (6) называется **кинетическим уравнением** реакции. Показатели степени при концентрациях веществ равны коэффициентам из уравнения реакции только в случае, если реакция (5) представляет собой элементарный акт. В остальных случаях эти показатели степеней в кинетическом уравнении определяют экспериментально. В кинетическое уравнение вносятся только концентрации веществ, находящихся в жидком или газообразном агрегатном состоянии.

Изменение давления и объема реагирующих веществ имеет значение только для газов. Оно проявляется посредством изменения концентрации веществ. При повышении давления уменьшается объем и, следовательно, увеличивается концентрация.

Пример. Как изменится скорость реакции $2SO_{2(t)} + O_{2(t)} \rightleftharpoons 2SO_{3(t)}$, если давление увеличить в три раза?

Решение:

1. Запишем выражение закона действующих масс для приведенной системы:

$$v_1 = k \cdot C_1^2(SO_2) \cdot C_1(O_2)$$

Обозначим $C_1(SO_2) = a$; $C_1(O_2) = b$, тогда можно записать:

$$v_1 = ka^2b$$

2. Определим, какими станут концентрации веществ после увеличения давления втрое. Объем уменьшится в три раза, значит, концентрация каждого вещества увеличится в три раза:

$$C_2(SO_2) = 3a; C_2(O_2) = 3b$$

3. Запишем выражение закона действующих масс для новых условий:

$$v_2 = k(3a)^2 \cdot (3b) = 27 ka^2b$$

4. Вычислим отношение скоростей:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{27 ka^2b}{ka^2b} = 27$$

Ответ: Скорость реакции увеличилась в 27 раз.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Объясните, что такое гомогенные и гетерогенные системы.
2. Напишите математическое выражение для расчета скорости реакции в системе: а) гомогенной; б) гетерогенной.
3. Запишите математическое выражение для расчета средней скорости реакции для различных систем и объясните смысл знаков (+) и (-) в этих выражениях.

4. Перечислите факторы, влияющие на скорость реакции.
5. Объясните влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции и приведите примеры.
6. Сформулируйте закон действующих масс (ЗДМ) на примере $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$.
7. Сравните влияние концентрации реагирующих веществ, изменения давления и объема на скорость химических реакций, протекающих в газовой фазе.
8. Объясните, какой вид будет иметь выражение ЗДМ для гетерогенных систем на примере прямой реакции: $\text{C}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{r})}$. Примечание: в выражение ЗДМ не входят концентрации твердых веществ.
9. Напишите выражение ЗДМ для реакций, протекающих по схемам:
 - а) $\text{A}_{2(\text{r})} + \text{B}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{AB}_{(\text{r})}$
 - в) $\text{A}_{2(\text{r})} + \text{B}_{(\text{r})} \rightarrow \text{BA}_{2(\text{r})}$
 - б) $2\text{A}_{2(\text{r})} + \text{B}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{A}_2\text{B}_{(\text{r})}$
 - г) $\text{A}_{(\text{тв})} + \text{B}_{(\text{тв})} \rightarrow \text{AB}_{(\text{тв})}$
- **10. Рассчитайте константу скорости реакции, если для реакции, протекающей по схеме $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$, скорость равна 0,08 моль/л·мин и концентрации веществ А и В соответственно равны — 0,2 моль/л и 0,4 моль/л.
11. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{r})}$ при:
 - а) увеличении концентрации кислорода в два раза;
 - б) увеличении давления в четыре раза;
 - в) увеличении давления в три раза? Обоснуйте ответ расчетами.
12. Как изменится скорость реакции $\text{A}_{2(\text{r})} + \text{B}_{2(\text{r})} = 2\text{AB}_{(\text{r})}$ при увеличении давления в пять раз?
 - а) увеличится в пять раз;
 - в) не изменится;
 - б) уменьшится в пять раз;
 - г) увеличится в двадцать пять раз.
 Обоснуйте ответ расчетами.



Работа в группе

13. С учетом закона действующих масс для предложенных уравнений в колонке **А** найдите соответствующие математические выражения для скорости прямых реакций в колонке **Б**.

А	Б
$2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$	$v = kC(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2)$
$2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$	$v = kC^2(\text{H}_2) \cdot C^2(\text{NO})$
$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$	$v = kC(\text{N}_2\text{O}_4)$
$2\text{H}_2 + 2\text{NO} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$	$v = kC^2(\text{N}_2\text{O}_5)$
$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$	$v = kC^2(\text{NO}) \cdot C(\text{Cl}_2)$

4.3.3. Влияние температуры на скорость химической реакции

На основании кинетической теории газов было установлено, что при увеличении температуры количество столкновений увеличивается. Зависимость скорости химической реакции от температуры описывается эмпирическим (установленным опытным путем) **правилом Вант-Гоффа**:



При повышении температуры на каждые 10 °С скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза.

Величина изменения (2–4 раза) называется **температурным коэффициентом** (γ — гамма) и зависит от природы реагирующих веществ.

Если при температуре t_1 скорость реакции равна v_1 , а при температуре t_2 скорость соответственно v_2 , тогда математическое выражение правила Вант-Гоффа выглядит следующим образом:



ЯКОБ ВАНТ-ГОФФ
(1852–1911)

Голландский химик, основатель химической кинетики. Лауреат Нобелевской премии 1901 года.

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \text{или} \quad v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Где γ — температурный коэффициент скорости реакции.

Рассчитаем, во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 50 °С, если температурный коэффициент γ равен: а) 2; б) 3:

$$\begin{aligned} \text{а) } \frac{v_2}{v_1} &= 2^{\frac{50}{10}} & \frac{v_2}{v_1} &= 2^5 = 32 \\ \text{б) } \frac{v_2}{v_1} &= 3^{\frac{50}{10}} & \frac{v_2}{v_1} &= 3^5 = 243 \end{aligned}$$

Понятно, что не все столкновения молекул реагентов приводят к образованию нового вещества. К образованию продуктов реакции приводят только столкновения **активных молекул**, таких, которые обладают строго определенной для данной реакции энергией, превышающей среднюю энергию всех молекул вещества.

Нагревание — один из способов повышения активности молекул. В итоге, при небольшом увеличении числа столкновений практически каждое из них может привести к химической реакции и, как следствие, к образованию продуктов реакции. Вот почему скорость химической реакции так резко возрастает с увеличением температуры системы.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.
2. Скорость химической реакции при повышении температуры:
 - а) уменьшается;
 - б) увеличивается;
 - в) не изменяется.
3. Рассчитайте, как изменится скорость реакции, если температурный коэффициент γ равен 2 при:
 - а) повышении температуры от 10° до 50°С;
 - б) повышении температуры на 30°С;
 - в) понижении температуры от 100° до 20°С;
 - г) понижении температуры на 20°С.
4. Рассчитайте, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 50 °С, если температурный коэффициент γ равен 3:
 - а) 1,5
 - б) 6
 - в) $3^{\frac{50}{10}}$
 - г) $3^{\frac{50}{100}}$
5. Для практической остановки реакции применяют быстрое охлаждение реакционной смеси. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции при охлаждении реакционной смеси от 40 °С до 10 °С, если температурный коэффициент γ равен 2,7.

4.3.4. Понятия о катализе

Одним из факторов, от которых зависит скорость реакции, является присутствие в реакционной системе **катализаторов**.

Что такое катализатор и какова его роль в протекании реакции?



Катализатор — это вещество, которое увеличивает скорость реакции, но само при этом не расходуется.

Катализ — это явление *увеличения скорости реакции* под действием катализаторов. Одни катализаторы ускоряют реакции (положительный катализ), другие — замедляют (отрицательный катализ).

Вещества, *уменьшающие* скорость реакции, называются **ингибиторами**.

По агрегатному состоянию веществ, участвующих в реакции, различают *гомогенный* и *гетерогенный катализ*.

При **гомогенном катализе** реагирующие вещества и катализатор находятся в одинаковых агрегатных состояниях.

Окисление газообразного оксида серы (IV) SO_2 до газообразного оксида серы (VI) SO_3 в присутствии газообразного оксида азота (II) NO является примером гомогенного катализа.

В случае **гетерогенного катализа** реагирующие вещества и катализатор находятся в разных агрегатных состояниях и между ними существует поверхность (граница) раздела.

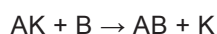
Как правило, катализатор является твердым веществом, а реагенты — газообразными или жидкими веществами.

В качестве примеров катализа в промышленности можно привести:

- синтез аммиака из азота и водорода на железном катализаторе;
- окисление $\text{SO}_{2(\text{газ})}$ до $\text{SO}_{3(\text{газ})}$ кислородом в присутствии твердого V_2O_5 ;
- окисление аммиака до оксида азота (II) на платиновом катализаторе;
- гидролиз сахарозы в присутствии кислот и др.

Механизм действия катализаторов очень сложен. Для гомогенного катализа основная гипотеза, позволяющая объяснить его механизм, это предположение об образовании промежуточных продуктов при взаимодействии катализатора и реагирующего вещества.

Если реакция $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$ протекает медленно, то при добавлении катализатора К, который реагирует с одним из веществ по схеме $\text{A} + \text{K} \rightarrow \text{AK}$, образуется промежуточное очень нестабильное и реакционноспособное соединение АК. Вещество АК легко и быстро реагирует с другим веществом В по схеме:



В итоге образуется конечный продукт реакции АВ, и катализатор К остается неизрасходованным.

Если реакция протекает в несколько стадий, то лимитирующей является самая медленная стадия. Она и определяет общую скорость реакции.

Однако катализатор К не «работает» бесконечно, так как в реакционной смеси, особенно в промышленных условиях, могут оказаться вещества, отравляющие катализаторы. Эти вещества уменьшают активность катализаторов. Они называются *каталитическими ядами*. Например, небольшие примеси серы (0,1 %) полностью прекращают каталитическое действие губчатого железа в реакции промышленного синтеза аммиака.

Вещества, которые усиливают действие катализаторов, называются *промоторами*. Например, добавка алюмината калия (KAlO_2 , или $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$) усиливает каталитическую активность губчатого железа.

Катализ играет огромную роль не только в химии, но и в биологии. Биологические катализаторы — *ферменты* — катализируют все биохимические процессы в организме.

Ферменты относятся к белковым соединениям, содержащим в своих огромных спиральных молекулах небольшие участки, называемые *реакционными центрами*, с которыми очень активно взаимодействуют молекулы реагентов.

Примечание

Катализатор означает «ускоритель».

Выполните!

Приведите примеры каталитических реакций.

Выполните!

Объясните, участвует ли катализатор в реакции?

1. Объясните понятия *катализ* и *катализатор*.
2. Объясните, что такое *ингибиторы*?
3. Сравните механизмы *гомогенного* и *гетерогенного* катализа. Приведите примеры.
4. Объясните, что такое ферменты. Приведите примеры.

4.4. Химическое равновесие

Ключевые понятия

- Химическое равновесие
- Константа равновесия
- Закон действующих масс

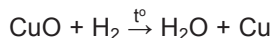
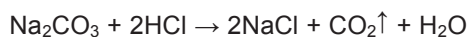
Выполните!

Назовите условия, при которых химические реакции протекают до конца.

4.4.1. Обратимые и необратимые химические процессы

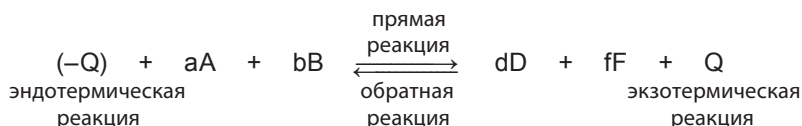
Известно, что существуют обратимые и необратимые химические реакции. **Необратимыми** называются реакции, протекающие **до конца**, то есть продукты реакции не реагируют между собой.

Например:



Обратимые реакции при одних и тех же условиях могут протекать в **противоположных направлениях**.

Если записать в общем виде, то химическая реакция будет иметь вид:



Слева направо протекает прямая реакция, константа скорости которой — $k_{\text{прям.}}$, а справа налево протекает обратная реакция, константа скорости которой — $k_{\text{обр.}}$.

Если **прямая реакция экзотермическая**, то **обратная** — **эндотермическая**. Согласно закону сохранения энергии, количество теплоты, выделяемое в прямой реакции, равно количеству теплоты, поглощаемой в обратной реакции.

Запишем выражения для скоростей прямой ($v_{\text{прям.}}$) и обратной ($v_{\text{обр.}}$) реакций:

$$v_{\text{прям.}} = k_{\text{прям.}} \cdot C^a(A) \cdot C^b(B)$$

$$v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot C^d(D) \cdot C^f(F)$$

Скорость прямой реакции постепенно уменьшается, так как исходные вещества расходуются на ее протекание и их концентрации уменьшаются, а обратной — соответственно увеличивается. Через определенный промежуток времени наступает момент, когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными ($v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$).



Состояние системы, при которой скорости прямой и обратной реакций равны, называется **химическим равновесием**.

Концентрации всех веществ в состоянии равновесия называются **равновесными концентрациями**, и их обозначают квадратными скобками [].

$$C(A) = [A]; C(B) = [B]; C(D) = [D]; C(F) = [F]$$

Таким образом, в состоянии равновесия:

$$v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}} \text{ или } k_{\text{прям.}} [A]^a [B]^b = k_{\text{обр.}} [D]^d [F]^f, \text{ откуда}$$

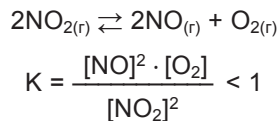
$$\frac{k_{\text{прям.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[D]^d [F]^f}{[A]^a [B]^b} = K \quad (K \text{ — константа равновесия})$$

Последнее математическое выражение отображает **закон действующих масс** для химического равновесия.

Следует отметить, что в отличие от закона действующих масс для скорости реакции в данном уравнении показатели степеней a , b , d , f всегда численно совпадают с коэффициентами в уравнении обратимой реакции.

Числовое значение **константы равновесия** K характеризует степень превращения исходных веществ в продукты реакции и может принимать значения больше, меньше или быть равно 1.

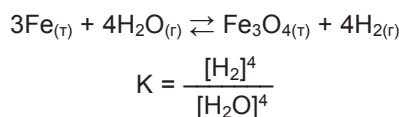
Например, для реакции:



константа равновесия меньше 1. Это означает, что равновесие смещено в сторону исходных веществ.

Концентрации твердых веществ не входят в выражение константы равновесия.

Например, для реакции:



Большинство химических реакций являются обратимыми; при одних условиях (температура, давление, концентрации) они протекают в одном направлении, при других условиях — в обратном направлении.

4.4.2. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Химическое равновесие является динамичным (подвижным). Смещение его означает нарушение равенства скоростей прямой и обратной реакций.

В обратимой реакции равновесие может быть почти полностью смещено в одну или другую сторону, если изменится одно из условий реакции: концентрация, температура или давление (для газообразных веществ).

Таким образом, при **химическом равновесии**:

- ни прямая, ни обратная реакция не прекращаются, несмотря на то, что в системе видимых изменений не наблюдается;
- число молекул исходных веществ, прореагировавших в единицу времени, равно числу молекул этих же веществ, образовавшихся за это же время из продуктов реакции;
- изменение концентраций одного из веществ, температуры или давления приводит к **смещению химического равновесия**, то есть к **изменению концентраций** всех веществ, участвующих в реакции.

Равновесие смещается влево, в направлении обратной реакции, если концентрации исходных веществ уменьшаются, а концентрации продуктов реакции увеличиваются (по сравнению с равновесными концентрациями).

Равновесие смещается вправо, в направлении прямой реакции, если концентрации исходных веществ увеличиваются (по сравнению с равновесными), а концентрации продуктов уменьшаются.

Выполните!

От чего зависит константа равновесия гетерогенной системы? Аргументируйте ответ примерами.



Ключевые понятия

- Принцип Ле Шателье
- Смещение равновесия
- Факторы, влияющие на смещение равновесия:
 - концентрация;
 - давление;
 - температура.

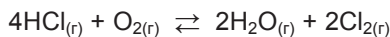
Выполните!

Объясните, что такое химическое равновесие и что означает смещение химического равновесия.

Равновесие смещается вправо, если скорость прямой реакции превышает скорость обратной реакции.

Равновесие смещается влево, если скорость обратной реакции становится больше скорости прямой реакции. Рассмотрим конкретные примеры:

Пример 1. Для реакции:



если дополнительно ввести в реакционную систему хлор (Cl_2), равновесие системы сместится влево.

Пример 2. В каком направлении сместится равновесие системы $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$ при увеличении давления в 10 раз?

1. Запишем выражения для скоростей прямой и обратной реакции в момент равновесия:

$$v_{\text{прям.}} = k_{\text{прям.}} \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] \quad v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot [\text{NO}_2]^2$$

Введем обозначения для равновесных концентраций $[\text{NO}] = a$; $[\text{O}_2] = b$, $[\text{NO}_2] = d$. Тогда:

$$v_{\text{прям.}} = k_{\text{прям.}} \cdot a^2 b \quad v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot d^2$$

2. Увеличение давления в 10 раз приводит к уменьшению объемов газов тоже в 10 раз. Это означает, что концентрация каждого вещества тоже увеличивается в 10 раз:

$$C(\text{NO}) = 10a; \quad C(\text{O}_2) = 10b; \quad C(\text{NO}_2) = 10d$$

3. Рассчитаем скорости прямой и обратной реакции после увеличения давления:

$$v_{\text{прям.}} = k_{\text{прям.}} \cdot (10a)^2 (10b) = k_{\text{прям.}} \cdot 10^3 a^2 b$$

$$v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot (10d)^2 = k_{\text{обр.}} \cdot 10^2 d^2$$

4. Сравним, как изменились скорости прямой и обратной реакции:

$$\frac{v_{\text{прям.}}}{v_{\text{прям.}}} = \frac{k_{\text{прям.}} \cdot 10^3 a^2 b}{k_{\text{прям.}} \cdot a^2 b} = 10^3 = 1\,000$$

$$\frac{v_{\text{обр.}}}{v_{\text{обр.}}} = \frac{k_{\text{обр.}} \cdot 10^2 d^2}{k_{\text{обр.}} \cdot d^2} = 10^2 = 100$$

5. Вывод: при увеличении давления скорость прямой реакции возросла больше, чем скорость обратной реакции. Следовательно, равновесие системы сместилось вправо.

При увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения объема или уменьшения числа молекул газообразных веществ.

Смещение равновесия подчиняется **принципу Ле Шателье**:



Если на систему, находящуюся в состоянии динамического равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить температуру, давление, концентрацию), то равновесие сместится в сторону той реакции, которая противодействует этому воздействию (ослабляет его).



АНРИ ЛУИ ЛЕ ШАТЕЛЬЕ
(1850–1936)

Французский химик и металлург.

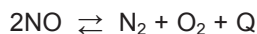
При увеличении давления равновесие смещается в сторону реакции, которая протекает с уменьшением объема (числа газообразных молекул в реакционной системе) (пример 2). При понижении давления процесс протекает наоборот, в направлении реакции, протекающей с увеличением объема (увеличением числа молекул).

Если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то изменение давления не влияет на смещение химического равновесия.

При *повышении температуры* (нагревание) равновесие системы смещается в сторону *эндотермической реакции*.

При *понижении температуры* (охлаждение) равновесие системы смещается в сторону *экзотермической реакции*.

Пример 3. а) В случае экзотермической реакции:



для смещения равновесия вправо реакционную смесь необходимо охладить (уменьшить температуру).

б) В случае эндотермической реакции:



для смещения равновесия вправо реакционную смесь необходимо нагреть (увеличить температуру).

При *повышении концентраций исходных веществ* или *понижении концентраций продуктов реакции* скорость прямой реакции увеличивается больше, чем скорость обратной реакции (пример 1), т. е. химическое равновесие смещается вправо.

При *уменьшении концентрации исходных веществ* или *увеличении концентрации продуктов реакции* скорость обратной реакции становится больше скорости прямой реакции, и химическое равновесие смещается влево (пример 1).

Катализатор не смещает химическое равновесие, а только способствует наиболее быстрому его достижению, потому что он (катализатор) ускоряет как прямую, так и обратную реакцию в равной степени.

Смещение химического равновесия играет огромную роль для осуществления обратимых реакций в промышленности (синтез аммиака, производство серной кислоты, спиртов и др.).

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Выберите верные утверждения. Обратимые реакции:

- а) протекают до конца;
- б) протекают одновременно в двух направлениях;
- в) протекают в двух направлениях, но не одновременно;
- г) ни прямая, ни обратная реакция не прерываются.

2. Укажите верные утверждения. При химическом равновесии:

- а) прямая реакция прекращается;
- б) ни прямая, ни обратная реакция не прекращаются;
- в) сколько молекул вещества разрушается, столько же молекул этого вещества и образуется;
- г) концентрации всех веществ становятся постоянными;
- д) катализатор ускоряет прямую реакцию.

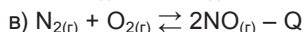
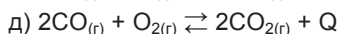
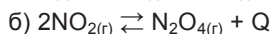
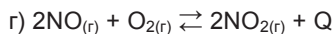
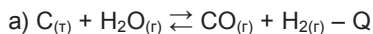
3. В каком направлении сместится химическое равновесие следующих реакций:

- | | | |
|---|---|--|
| 1) $\text{N}_2\text{O}_{4(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(r)}$ | 2) $2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(r)}$ | 3) $\text{H}_{2(r)} + \text{I}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(r)}$ |
| 4) $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)}$ | 5) $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(r)}$ | 6) $\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(r)}$ |
| 7) $\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(r)} + \text{CO}_{2(r)}$ | 8) $2\text{H}_2\text{O}_{(r)} + 2\text{Cl}_{2(r)} \rightleftharpoons 4\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)}$ | |
| 9) $\text{C}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(r)}$ | 10) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(r)} + 4\text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 3\text{Fe}_{(r)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(r)}$ | |

а) при увеличении давления; б) при увеличении концентрации исходных веществ?

Напишите выражения для констант равновесия этих систем.

4. Как влияет изменение температуры на смещение равновесия в данных системах?



Как увеличение/уменьшение давления повлияет на смещение равновесия?

**5. При некоторой температуре в системе $H_{2(r)} + Br_{2(r)} \rightleftharpoons 2HBr_{(r)}$ установилось равновесие. Равновесные концентрации соответственно равны: $[H_2] = 0,5$ моль/л; $[Br_2] = 0,1$ моль/л, $[HBr] = 1,6$ моль/л. Рассчитайте исходные концентрации водорода и брома и константу равновесия этой реакции.

4.4.3. Смещение химического равновесия в реакционных системах промышленного значения

В химическом производстве важным элементом является поддержание оптимальных условий для получения химической продукции с максимальным выходом.

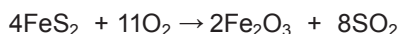
Рассмотрим на конкретных примерах химических производств, как можно сместить химическое равновесие в промышленно важных реакционных системах.

а) *Производство серной кислоты.*

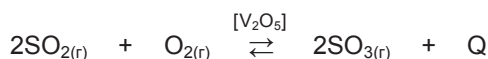
Серную кислоту также называют «хлебом химической промышленности».

В основе производства серной кислоты лежат несколько химических реакций: а) получение SO_2 ; б) получение SO_3 ; в) получение серной кислоты.

Получение SO_2 :



Получение SO_3 :



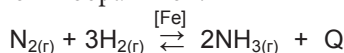
Для смещения химического равновесия вправо концентрацию кислорода увеличивают (воздух обогащают кислородом). Процесс протекает при температуре $450^\circ C$ в присутствии катализатора V_2O_5 .

Получение серной кислоты:



б) *Получение аммиака.*

Химическая реакция, в результате которой образуется аммиак, является экзотермической и обратимой:



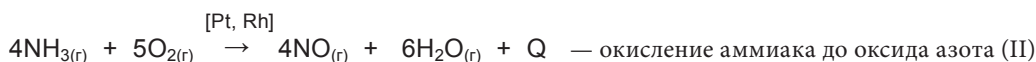
При низких температурах реакция практически не протекает. Оптимальная температура процесса составляет $450\text{--}500^\circ C$.

Для смещения химического равновесия вправо необходимо увеличить давление. В этом случае применяют давление $15\text{--}100$ МПа (в $150\text{--}1000$ раз больше атмосферного).

Чтобы ускорить момент установления равновесия в реакции получения аммиака, используют катализатор — порошок железа с добавлением промоторов оксидов алюминия и калия.

в) *Получение азотной кислоты.*

Производство азотной кислоты основано на нескольких химических реакциях:

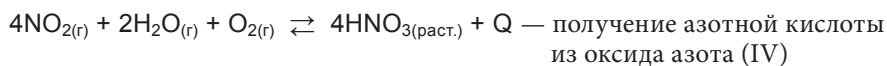
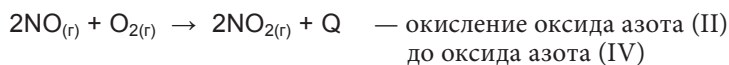


Выполните!

Охарактеризуйте реакцию получения аммиака в соответствии с классификацией в таблице 4.1 (с. 78).

Знаете ли вы?

Три Нобелевские премии были присуждены за создание промышленного способа синтеза аммиака: Фриц Габер (1918), Карл Бош (1931), Вильгельм Оствальд (1909).



Реакция получения азотной кислоты — это экзотермическая и обратимая реакция.

При увеличении давления до 50-ти атмосфер химическое равновесие смещается вправо, и азотная кислота получается с выходом до 98 %.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения «Химические реакции»

- Укажите правильное выражение для закона действующих масс для реакции $\text{A}_{(r)} + \text{B}_{(r)} \rightarrow 2\text{D}_{(r)}$:

а) $v = K \cdot \frac{C_A \cdot C_B}{C_D^2}$	б) $v = K \cdot \frac{C_D^2}{C_A \cdot C_B}$	в) $v = K \cdot C_A \cdot C_B \cdot C_D^2$	г) $v = K \cdot C_A \cdot C_B$
--	--	--	--------------------------------
- Решите задачу и выберите правильный ответ. Во сколько раз уменьшится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ при уменьшении давления в системе в 4 раза?

а) в 4 раза;	б) в 8 раз;	в) в 16 раз;	г) в 32 раза;	д) в 64 раза.
--------------	-------------	--------------	---------------	---------------
- Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции синтеза аммиака из азота и водорода при увеличении концентрации реагирующих веществ в 3 раза:

а) в 3 раза;	б) в 6 раз;	в) в 9 раз;	г) в 12 раз;	д) в 81 раз.
--------------	-------------	-------------	--------------	--------------
- Выберите верные утверждения. Равновесие реакции $\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(r)} - Q$ смещается вправо при:

а) повышении температуры;	б) понижении температуры;	в) увеличении давления;
г) увеличении концентрации азота;	д) уменьшении концентрации кислорода.	
- При взаимодействии железа массой 4,2 г с серой выделяется 7,15 кДж теплоты. Рассчитайте тепловой эффект реакции и запишите термохимическое уравнение реакции. Ответ: 95,3 кДж
- Для каких из реакций увеличение давления в системе приводит к увеличению выхода продукта реакции:

а) $2\text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons 2\text{H}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)}$	б) $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(r)}$	в) $\text{CaCO}_{3(r)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)}$
г) $\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(r)} + \text{H}_{2(r)}$		
- Для реакции $2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(r)}$ напишите выражение для константы равновесия.
- Для увеличения скорости реакции в 64 раза (температурный коэффициент $\gamma = 4$) необходимо повысить температуру:

а) на 10 °С;	б) на 20 °С;	в) на 30 °С;	г) на 40 °С.
--------------	--------------	--------------	--------------

Ключевые понятия

- Химическое производство
- Химическая технология
- Исходное сырье
- Обогащение сырья
- Флотация

4.5. Химическое производство

4.5.1. Основные понятия

Общеизвестно, что химия помогает людям комфортно жить: химические материалы, применяемые в быту, как правило, эстетичны, удобны, легки, практичны. С помощью химии людям удастся выращивать и сохранять богатые урожаи.

Различные материалы, минеральные удобрения, пестициды, красители и многое другое производит химическая промышленность.

Наука о методах, процессах, операциях, применяемых для получения сырья, промежуточных продуктов, конечных продуктов или изделий, называется *технологией*.

Химическое производство изучает промышленные процессы, при которых протекают химические реакции — глубокие изменения состава и строения исходных веществ, приводящие к образованию новых веществ с другими свойствами. Таким образом, к известным ранее понятиям, таким как *вещество*, *химический элемент* и *химическая реакция*, добавляется еще одно — *химическое производство*, которое является сложным понятием со своей структурой.

4.5.2. Сырье

Сырье — это исходные материалы, используемые в производстве промышленных продуктов.

Материалы представляют собой вещества и смеси, которые используют в качестве предметов труда.

Сырье (как например, вода, воздух, продукты переработки некоторых отраслей промышленности, промышленные отходы) имеет сложную структуру и происхождение (минеральное, растительное, животное). Сырье можно разделить на две группы: *минералохимическое* и *углеводородное*.

К первой группе — *минералохимическое сырье* — относятся фосфаты (фосфориты, апатиты и др.), соли (калийные, Глауберова соль, поваренная соль и др.), серосодержащее сырье (природная сера, природный газ, пирит), карбонаты (известняк, мел, доломит), асбест, бариты, хромиты и др.

Минеральное сырье используется в различных отраслях, особенно в производстве минеральных удобрений, химических средств защиты растений (ХСЗР), каучуков и резины, в металлургии.

Ко второй группе — *углеводородное сырье* — относятся природное нефтегазовое сырье (природный газ, попутный нефтяной газ, нефть), отходы и продукты других отраслей: коксохимическое сырье (коксый газ, фенолы, непредельные и ароматические углеводороды, сера, водород), продукты переработки сланцев (водород, фенолы, смолы), лесохимическое сырье (целлюлоза, спирты). Их применяют в основном в органическом синтезе и в производстве полимеров.

В разное время роль химического сырья была неодинакова. Так например, раньше основными источниками углеводородного сырья были коксохимия и сельское хозяйство (из картофеля и зерна получали этанол — сырье для производства синтетического каучука). В настоящее время резко возросла роль нефтегазового сырья.

Иногда сырье делят на рудное и нерудное.

Рудное минеральное сырье содержит вещества, из которых экономически выгодно получать металлы. Другие вещества содержатся в *нерудном сырье*. *Примеси*, которые не используются в производстве для получения продукции, называют пустой породой. *Сырье характеризуют массовой долей основного вещества или примесей, содержащихся в нем.*

$$\omega_{(\text{прим.})} = \frac{m_{(\text{прим.})}}{m_{(\text{сырья})}} \cdot 100\%; \quad \omega_{(\text{осн. в-ва})} = \frac{m_{(\text{в-ва})}}{m_{(\text{сырья})}} \cdot 100\%$$

Выбор сырья определяет технологию производства, себестоимость и качество получаемой продукции и зависит от его запасов и ряда экономических и социальных факторов.

Основными направлениями, способствующими повышению рентабельности сырья, являются:

- 1) использование наиболее дешевого сырья;
- 2) применение отходов как вторичных материальных ресурсов;
- 3) применение концентрированного сырья;
- 4) комплексное использование сырья;
- 5) замена пищевого сырья непищевым.

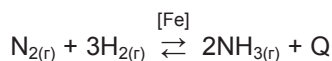
Как правило, выбирают то сырье, которое может быть наиболее эффективно переработано, то есть позволяет полнее других использовать вещество и энергию, организовать современное высокопродуктивное производство (малостадийное, непрерывное, с успешным решением экологических проблем, использованием автоматических процессов).

Для получения продукта лучшего качества с меньшими затратами используют *концентрированное сырье* или предварительно *обогащенное сырье*. *Обогащение сырья* — это повышение массовой доли ценного компонента в сырье. В настоящее время применяют различные способы обогащения для твердого, жидкого и газообразного сырья. Один из важнейших способов обогащения твердого сырья — это *метод флотации*. Данный метод основан на различной смачиваемости минералов водой. Минералы измельчают, взмучивают с водой и пенообразователями, продувают через полученную смесь воздух для образования пены. Несмачиваемые частички (например, сульфидные материалы) всплывают (фр. *flottation*, от *flotter* — плавать), образуя минерализованную пену, а смачиваемая пустая порода выпадает в осадок.

Наряду с основными материалами в химической промышленности используют и вспомогательные материалы — катализаторы, кислород — для усиления процессов горения и др.

4.5.3. Характеристика химических реакций, используемых в производстве

Реакции, лежащие в основе технологического процесса, характеризуют по критериям классификации, приведенным в *таблице 4.1* (с. 78). Например, реакция синтеза аммиака



может быть охарактеризована как:

- 1) реакция соединения;
- 2) экзотермическая;
- 3) окислительно-восстановительная;
- 4) обратимая;
- 5) гомогенная (газовая фаза);
- 6) каталитическая (катализатор — губчатое железо; катализ — гетерогенный).

Выполните!

Объясните понятия *катализатор*, *активатор* (*промотор*), *носитель*.

Обратите внимание, что в химическом производстве понятие *химическая реакция* обретает более широкий смысл. Появляется понятие *химический процесс*, которое включает собственно реакцию, способ ввода исходных веществ и способ отвода продуктов реакции, а также использование побочных реакций, которые могут протекать одновременно с основной.

Особенности химических реакций служат основой для технологического режима, называемого *условиями производства*.

4.5.4. Оптимальные условия проведения химических процессов с максимальным выходом

Ключевые понятия

- Технологический режим
- Оптимальные условия
- Противоток
- Теплообмен
- Реактор

Совокупность основных факторов, влияющих на скорость процесса, выход и качество продукта, называется *технологическим режимом*. Рентабельность продукта обусловлена оптимальными условиями, научными принципами производства и управлением производства.

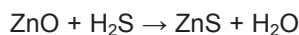
Оптимальные условия производства выбирают, исходя из особенностей химической реакции. Так, при выборе условий (температура, давление, катализатор) для производства аммиака учитывают обратимость реакции его получения. Поэтому оптимальные условия для процесса производства аммиака следующие:

а) **Температура** 450–500 °С. При низких температурах скорость реакции очень мала, а при обозначенных — достаточна, хотя равновесие при этом смещено влево.

б) **Давление**. При 500 °С и атмосферном давлении всего 0,1 % смеси азота и водорода превращается в аммиак. Согласно принципу Ле Шателье, при повышении давления равновесие этой реакции сместится вправо, то есть в сторону меньшего объема. Для компенсации сдвига равновесия влево за счет повышения температуры приходится применять избыточное давление. Оптимальное давление 15–100 МПа (в 150–1000 раз больше атмосферного).

Эта обратимая реакция имеет неблагоприятное положение равновесия ($K_{\text{равн.}} < 1$). Следовательно, невозможно практически полностью сместить равновесие вправо. Поэтому применяют циркуляцию — возвращение непрореагировавшей азотоводородной смеси в колонну синтеза.

в) **Катализатор**. Катализатором для синтеза аммиака служит губчатое (высокопористое) железо, содержащее три активатора — Al_2O_3 , K_2O , CaO . Сероводород и другие серосодержащие соединения отравляют катализатор необратимо (0,1 % серы отравляет катализатор на 50 %); H_2O , CO , CO_2 также сильно отравляют катализатор, но обратимо. Следовательно, необходима предварительная очистка азота и водорода от этих примесей. Все серосодержащие примеси из природного газа (CS_2 и др.) превращают в сероводород, который поглощают активированным углем, растворами карбонатов, оксидом цинка:



Поддержание оптимальных условий является основной целью *управления производством*. При синтезе аммиака, за счет экзотермичности реакции, температура в системе может повышаться выше допустимого предела 500 °С. С другой стороны, за счет уменьшения объема при реакции давление в системе может снижаться. Следовательно, управление процессом синтеза аммиака будет заключаться в снижении температуры (охлаждение системы) до оптимального значения и повышении давления также до оптимального значения.

Научные принципы (НП) химического производства являются основой для получения продукта высокого качества с максимальным выходом.

Приведем примерный перечень научных принципов, часть из которых вам уже знакома.

1. Выбор сырья и его очистка.
2. Увеличение концентрации реагентов (обогащение сырья).
3. Комплексное использование сырья (все компоненты).
4. Оптимальное повышение площади поверхности соприкосновения (измельчение, увеличение пористости, многослойные сетки).
5. Установление оптимального температурного режима. При производстве азотной кислоты реакция окисления аммиака (I стадия) на платино-родиевых сетках требует начального нагревания, а затем источником тепла служит сама экзотермическая реакция. Оптимальная температура 800–900 °С.



6. Применение оптимальных давлений.
 7. Применение активных катализаторов.
 8. Удаление конечных продуктов из реакционной системы. Например, газовую смесь, выходящую из колонны синтеза аммиака, содержащую азот, водород и аммиак, под давлением 30 МПа охлаждают. При этом аммиак легко сжижается, в сепараторе его удаляют из реакционной смеси и отводят на склад готовой продукции.
 9. Применение избыточной концентрации одного из реагентов. В синтезе аммиака соотношение объемов азота и водорода поддерживается близким к уравнению реакции, то есть 1:3. А в условиях промышленного окисления оксида серы (IV) ($2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$) реакцию проводят при избытке кислорода, что способствует смещению равновесия вправо.
 10. Непрерывность процесса. При технологическом процессе, именуемом *непрерывным*, поступление сырья в аппарат и отвод продукта происходят непрерывно.
 11. Циркуляция. При *циркуляционном* процессе непрореагировавшие вещества отделяются от продуктов реакции и вновь возвращаются в реакционный аппарат.
 12. Периодичность процесса. При *периодическом* процессе порцию сырья загружают в аппарат, где оно проходит ряд стадий обработки, и затем выгружают все образовавшиеся продукты.
 13. Противоток — это процесс, при котором реагирующие компоненты движутся навстречу друг другу. К примеру, на последней стадии производства серной кислоты в поглотительной башне сверху подается 98%-ная серная кислота, а навстречу ей движется газообразный оксид серы (VI).
 14. Теплообмен — это процесс обмена теплом, то есть передача тепла от нагретого компонента к холодному компоненту. Так, в синтезе аммиака в колонне синтеза прореагировавшая горячая смесь отдает свое тепло исходной смеси. В других случаях горячие реакционные смеси пропускают через теплообменники (котлы-утилизаторы). В них холодная вода нагревается и используется в виде горячей воды и пара для нужд производств, а также для бытовых потребностей. Такой процесс носит название *утилизация тепла*.
 15. Для снижения потерь тепла (передача окружающей среде) используют *теплоизоляцию* оборудования и применяют такие конструктивные решения, чтобы теплоотдача аппаратуры была минимальна.
 16. *Механизация. Автоматизация.* Механизация и автоматизация — это средства интенсификации производства, увеличения безопасности производства и снижения временных затрат.
- Механизация* — это процесс, при котором происходит замена физического труда машинным.

Выполните!

Приведите примеры технологических процессов: непрерывных, периодических, циркуляционных.

Автоматизация — применение приборов, позволяющих управлять процессом без участия человека, но лишь под его контролем.

17. *Рациональное использование электрической энергии.* Это достигается путем уменьшения расхода энергии (например, за счет повышения электропроводности электролита в электрохимических процессах), использования энергии сжатых газов и жидкостей, устранения потерь в контактных аппаратах и пр.

18. *Техника безопасности (ТБ) и охрана труда.* Обеспечение ТБ должно быть заложено в проект производства на научной основе: герметичность аппаратуры, вентиляция, изоляция горячих поверхностей, устранение потенциальной опасности ожогов, отравлений, механических травм, безопасный режим работы аппаратов.

19. *Охрана окружающей среды* — это обеспечение заводов и фабрик системой очистных сооружений, контроль санитарного надзора. Организация непрерывных безотходных производств — главный путь, обеспечивающий охрану окружающей среды.

Все *аппараты*, применяемые в производстве, подразделяют на *реакторы* и *вспомогательные аппараты*.

Реактор — это аппарат, в котором протекает основная реакция данного производства.

Реакторы бывают разного типа, но они имеют общие характеристики (например: контактный аппарат, колонна синтеза, обжиговая печь).

В устройстве контактных аппаратов также можно выделить общие элементы. Например, зона контакта может быть в виде: а) решетчатых полок, на которые помещают твердые компоненты или катализаторы для реакций с газами; б) трубок с катализаторами (размеры твердых частиц 4–5 мм); в) многослойных сеток; г) «кипящего слоя» твердых частиц, удерживаемых во взвешенном состоянии благодаря давлению газа (обжиг пирита).

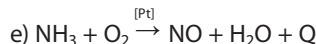
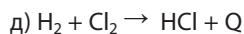
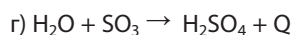
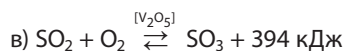
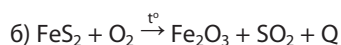
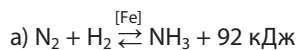
Вспомогательные аппараты: насосы, сепараторы, холодильники, различные фильтры и пр.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Дайте определение *химической технологии*.
2. Объясните понятие *технологический режим*.
3. Охарактеризуйте сырье по плану:
 - а) сравнение понятий *сырье* и *материалы*;
 - б) структура и классификация сырья;
 - в) выбор сырья и улучшение его характеристик;
 - г) количественная характеристика сырья;
 - д) основные направления решения сырьевой проблемы.
4. Перечислите научные принципы химических производств.
5. Объясните связи в схеме:
 вещество \longrightarrow химическая реакция \longrightarrow химический процесс.
6. Охарактеризуйте условия производства (технологический режим), укажите его составляющие, выбрав верные утверждения:

а) присутствие катализатора;	г) научные принципы;
б) оптимальные условия;	д) обогащение сырья;
в) выбор сырья;	е) управление производством.

7. Классифицируйте следующие химические реакции по основным критериям (табл. 4.1; с. 78):



Расставьте коэффициенты в схемах реакций пунктов а–е. Рассчитайте количество теплоты, которое выделяется в реакциях (а) и (в) при получении: продукта (1) количеством вещества 10 моль, продукта (2) массой 1 т.

Ответ: (1) 460 кДж; (2) 2462,5 МДж

4.5.5. Решение задач с применением понятий: массовая доля основного компонента/примесей, выхода продукта реакции

Изучение химического равновесия играет огромную роль не только для проведения теоретических исследований, но и для решения практических задач. Определив состояние химического равновесия при определенных температуре и давлении, можно найти наиболее выгодные условия для осуществления химического процесса. Таким образом, возникает необходимость создания условий для получения продукта реакции с максимальным выходом и с максимальной скоростью.

Процесс производства характеризуется выходом продукта, его качеством и стоимостью.



Выход продукта химической реакции равен отношению количества вещества (массы, объема) практически полученного к теоретическому количеству (массе, объему) этого вещества, рассчитанному по уравнению реакции.

Теоретическую массу продукта рассчитывают по суммарным уравнениям реакций, используемым в производстве, в процессе которого неизбежны потери:

$$m(\text{теоретическая}) = m(\text{практическая}) + m(\text{потерь})$$

В этом случае выход продукта, или массовая доля выхода продукта реакции обозначается буквой греческого алфавита «η» (читается как «эта») и рассчитывается по формуле:

$$\eta = \frac{m(\text{практ.})}{m(\text{теор.})} \cdot 100 \%$$

Если практический выход составляет 60 % от теоретически возможного выхода, то потери составляют 40 %.

Для газообразных веществ применимо понятие **выход по объему**, или **объемная доля выхода продукта**:

$$\eta = \frac{V(\text{практ.})}{V(\text{теор.})} \cdot 100 \%$$

Например, выход аммиака по объему составляет 10–40 %.

Качество продукта определяется его чистотой: соотношением основного вещества и примесей. Например, на склянках с химическими реактивами можно увидеть маркировки «ХЧ», «ЧДА», что соответственно означает «химически чистый» продукт, «чистый для анализа». Каждая маркировка соответствует определенной степени чистоты вещества и определенному количеству примесей.

Другой пример: содержание питательного вещества в минеральных удобрениях составляет от 15 % до 50 %, остальное — балласт (примеси). Из 100 млн тонн перевозимой продукции половину или более составляет балласт. Таким образом, оптимизацию производственных процессов необходимо осуществлять таким образом, чтобы получать продукцию с максимальной концентрацией основного компонента.

Массовую и объемную долю выхода продукта реакции по отношению к теоретически возможному выходу выражают в долях единицы, например — 0,95, или в процентах — 95 %.

Задача 1. Рассчитайте массы известняка, песка и карбоната калия (поташа), необходимых для производства тугоплавкого стекла массой 102 кг. Массовые доли примесей в песке и известняке составляют 10 %.

Дано:

$$m(\text{стекла}) = 102 \text{ кг}$$

$$\omega(\text{прим.}) = 10 \%, \text{ или } 0,1$$

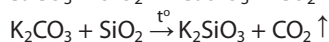
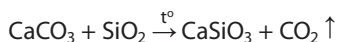
$$m(\text{известняка}) — ?$$

$$m(\text{песка}) — ?$$

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) — ?$$

Решение:

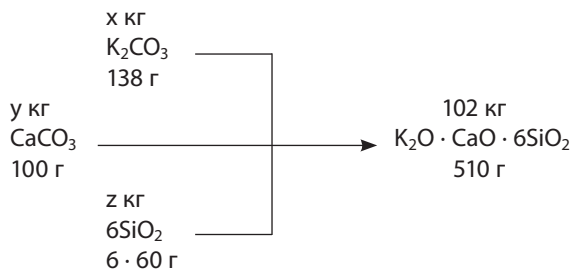
1. В основе производства тугоплавкого стекла лежат реакции между карбонатом кальция (основной компонент известняка), карбонатом калия (поташ) и оксидом кремния (IV) (основной компонент песка), которые протекают при сплавлении:



Состав стекла выражается формулой:



2. Для проведения расчетов составим логическую схему и на ее основе рассчитаем массы чистых веществ, необходимых для получения 102 кг стекла:



$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = x = \frac{138 \text{ г} \cdot 102 \text{ кг}}{510 \text{ г}} = 27,6 \text{ кг}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = y = \frac{100 \text{ г} \cdot 102 \text{ кг}}{510 \text{ г}} = 20 \text{ кг}$$

$$m(\text{SiO}_2) = z = \frac{6 \cdot 60 \text{ г} \cdot 102 \text{ кг}}{510 \text{ г}} = 72 \text{ кг}$$

3. Рассчитываем массу известняка и песка:

$$\omega(\text{чистого в-ва}) = 100 - 10 = 90 \%, \text{ или } 0,9$$

$$\omega(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{известняка})}; \quad m(\text{известняка}) = \frac{20 \text{ кг}}{0,9} = 22,2 \text{ кг}$$

$$\omega(\text{SiO}_2) = \frac{m(\text{SiO}_2)}{m(\text{песка})}; \quad m(\text{песка}) = \frac{72 \text{ кг}}{0,9} = 80 \text{ кг}$$

Ответ: $m(\text{известняка}) = 22,2 \text{ кг}$; $m(\text{песка}) = 80 \text{ кг}$; $m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 27,6 \text{ кг}$.

****Задача 2.** Химический завод ежедневно производит 144 т нитрата аммония из аммиака и азотной кислоты. Аммиак получают из азота и водорода с массовой долей выхода 20 %. Рассчитайте ежедневную потребность завода в водороде, азоте и растворе азотной кислоты с массовой долей растворенного вещества 60 %, если реакция получения нитрата аммония протекает с 90 %-ным выходом.

Дано:

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 144 \text{ т}$$

$$\eta(\text{NH}_3) = 20 \%$$

$$\omega_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = 60 \%$$

$$\eta(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 90 \%$$

$$m(\text{H}_2) \text{ — ?}$$

$$m(\text{N}_2) \text{ — ?}$$

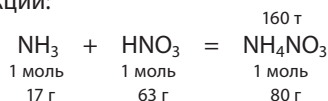
$$m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) \text{ — ?}$$

Решение:

1) Рассчитаем массу теоретического выхода для нитрата аммония:

$$m_{\text{теор.}} = \frac{m_{\text{практ.}} \cdot 100 \%}{\eta} = \frac{144 \text{ т} \cdot 100 \%}{90 \%} = 160 \text{ т}$$

2) Рассчитаем массу NH_3 и HNO_3 , необходимых для получения 160 т нитрата аммония согласно реакции:



$$m(\text{NH}_3) = \frac{17 \text{ г} \cdot 160 \text{ т}}{80 \text{ г}} = 34 \text{ т}$$

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{63 \text{ г} \cdot 160 \text{ т}}{80 \text{ г}} = 126 \text{ т}$$

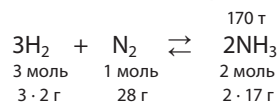
3) Рассчитаем массу HNO_3 с концентрацией 60 % ($\omega = 0,6$):

$$m(\text{р-ра HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{\omega(\text{HNO}_3)} = \frac{126 \text{ т}}{0,6} = 210 \text{ т}$$

4) Рассчитаем теоретическую массу ($m_{\text{теор.}}$) аммиака, необходимую для получения 34 т ($m_{\text{практ.}}$) при условии 20 % выхода:

$$m_{\text{теор.}}(\text{NH}_3) = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{NH}_3) \cdot 100 \%}{\eta} = \frac{34 \text{ т} \cdot 100 \%}{20 \%} = 170 \text{ т}$$

5) Рассчитаем массы водорода и азота, необходимые для производства 170 т аммиака согласно реакции:



$$m(\text{H}_2) = \frac{6 \text{ г} \cdot 170 \text{ т}}{34 \text{ г}} = 30 \text{ т}$$

$$m(\text{N}_2) = \frac{28 \text{ г} \cdot 170 \text{ т}}{34 \text{ г}} = 140 \text{ т}$$

Ответ: Ежедневная потребность завода в сырье составляет: 30 т водорода; 140 т азота и 210 т раствора азотной кислоты.

Задача 3. Из карбида кальция массой 33,33 кг, содержащего 4 % примесей, был получен ацетилен, который, в свою очередь, реакцией Кучерова превращен в альдегид. Рассчитайте объем водорода (н. у.), необходимого для восстановления полученного ацетальдегида в этанол, и массу полученного этанола.

Дано:

$$m_{\text{технич.}}(\text{CaC}_2) = 33,33 \text{ кг}$$

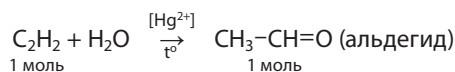
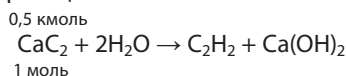
$$\omega_{\text{(прим.)}} = 4 \%$$

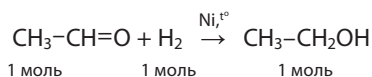
$$V(\text{H}_2) \text{ — ?}$$

$$m(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) \text{ — ?}$$

Решение:

1) Запишем уравнения реакций:





$$2) \omega_{\text{чист.}}(\text{CaC}_2) = 100 \% - 4 \% = 96 \%$$

$$m_{\text{чист.}}(\text{CaC}_2) = \frac{33,33 \cdot 96 \%}{100 \%} = 31,99 \text{ кг}$$

$$M(\text{CaC}_2) = 40 + 2 \cdot 12 = 64 \text{ кг/кмоль}$$

$$3) \nu(\text{CaC}_2) = \frac{31,99 \text{ кг}}{64 \text{ кг/кмоль}} = 0,5 \text{ кмоль}$$

$$\nu(\text{CaC}_2) = \nu(\text{C}_2\text{H}_2) = \nu(\text{CH}_3\text{CHO}) = \nu(\text{H}_2) = \nu(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 0,5 \text{ кмоль}$$

$$3) V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,5 \text{ кмоль} = 11,2 \text{ л} \cdot 10^3 = 11,2 \text{ м}^3$$

$$4) m(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 0,5 \text{ кмоль} \cdot 46 \text{ кг/кмоль} = 23 \text{ кг}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л} \cdot 10^3 = 11,2 \text{ м}^3$; $m(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 23 \text{ кг}$.

Производство негашеной извести,

4.6. чугуна и стали, стекла

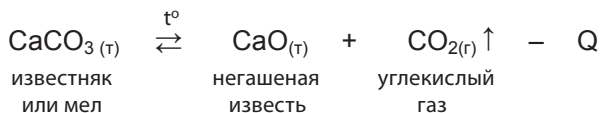
4.6.1. Производство негашеной извести

1. Конечным продуктом в процессе производства негашеной извести является:

а) оксид кальция с примесями (SiO_2 , Fe_2O_3 и др.), называемый *негашеной известью*, которая представляет собой белое твердое тугоплавкое вещество;

б) оксид углерода (IV), побочный газообразный продукт.

2. *Химическая реакция*, лежащая в основе производства негашеной извести (обжиг известняка), относится к реакциям разложения:



Знаете ли вы?

Строительным материалом для жемчужин является минерал *арAGONIT* — карбонат кальция. Он содержит около 10–14 % органических веществ и от 2 до 4 % воды. Жемчуг образуется многими морскими и речными моллюсками, которые излучают особое свечение. Масса самой крупной из добытых жемчужин — 6,4 кг, она напоминает фигуру человека и была извлечена из раковины моллюска массой 3 т, возраст которой 450 лет, у Филиппинских островов.

Эта реакция является *эндотермической*, потому что она протекает при поглощении тепла. Нагревание здесь является основным условием протекания реакции. Оптимальная температура около 1300 °С. Система *гетерогенная*; в ней принимают участие два вещества в твердом состоянии и одно — в газообразном. Реакция *обратимая*. По этой причине оксид углерода (IV) постоянно отводится из реакционной системы, его удаление приводит к образованию новой порции CO_2 , и реакция протекает до конца (рис. 4.3).

3. *Сырье*. В производстве извести в качестве сырья используют известняк или мел. Республика Молдова обладает их значительными месторождениями, содержащими до 92–94 % основного вещества — карбоната кальция и 6–8 % примесей (песка SiO_2). Мел обладает большей влажностью, чем известняк, поэтому необходимо больше топлива для его обжига.

Известняк измельчают в дробилках (аппарат для дробления, измельчения), куски сортируют по размерам (просеивают): имеющие в

диаметре 7–12 см применяют для производства извести, более мелкие используют в производстве цемента.

Куски известняка необходимого размера хорошо прокаливают. Реакция разложения протекает во всей массе сырья, так как горячий воздух распределен по всему объему.

Воздух. Для полноты сгорания и достижения высоких температур воздух обогащают кислородом (до 35 % по объему).

Топливо. На заводе в г. Ватра (мун. Кишинэу), в качестве топлива используют природный газ, при сгорании которого образуются углекислый газ и пары воды:



На сахарных заводах для получения извести используют уголь (кокс), при сжигании которого, согласно уравнению реакции $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Q}$, вода не образуется. Расход топлива составляет 140–160 м³ газа или 125–135 кг кокса на каждую тонну извести.

4. **Печь для обжига известняка.** Обжиговая печь представляет собой цилиндр, расширенный книзу, то есть внизу она имеет коническую форму. Высота печи достигает размеров пятиэтажного здания, она смонтирована на прочном бетонном фундаменте. Стены печи имеют двойной изолированный слой. Снаружи она обита стальной жестию или сплавами на основе стали, изнутри выложена огнеупорным кирпичом, выдерживающим температуры выше 1300 °С. Диаметр печи колеблется от 4,5 до 6,5 м.

В нижней части печи есть отверстия для постоянного отвода извести и для доступа обогащенного кислородом воздуха.

У печи, работающей на газе, в нижней части находится форсунка, по которой поступает газ. Еще 16 форсунок расположены по бокам, и воздух всасывается через них.

В верхней части печи находятся специальные установки с конусами для введения в печь отсортированного известняка или смеси известняка с углем.

5. **Степень чистоты продукта.** К сожалению, примеси, содержащиеся в известняке (SiO₂ и др.), не разлагаются и попадают в известь. Поэтому получаемая негашеная известь содержит около 85 % оксида кальция, остальное — примеси.

4.6.2. Производство чугуна и стали (основные понятия)

Металлургия — наука о способах промышленного получения металлов.

Различают черную и цветную металлургию. Производство черных металлов — железа и его сплавов — относится к черной металлургии. Примерно 90 % всех применяемых сплавов и металлов приходится на их долю. Производство остальных металлов относится к цветной металлургии. Среди цветных металлов первое место принадлежит алюминию, второе — меди.

Важнейшими сплавами на основе железа являются *чугун* и *сталь*.

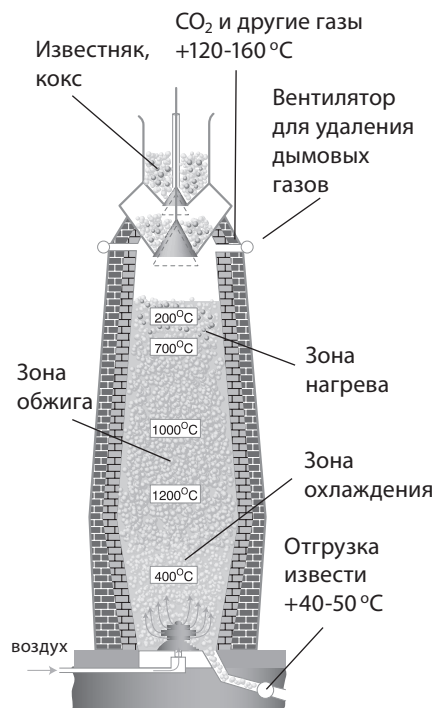


Рис. 4.3. Схема химического процесса обжига известняка в печи (топливо — кокс)

Выполните!

Сформулируйте основные научные принципы производства негашеной извести.

Ключевые понятия

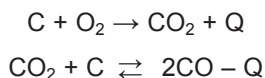
- Чугун
- Сталь
- Доменная печь
- Конвертор

Чугун представляет собой сплав железа, содержащий более 2–6 % углерода, а также кремний, марганец, серу, фосфор. Сталь — это сплав железа, содержащий 0,1–2 % углерода и незначительные количества марганца, кремния, фосфора и серы.

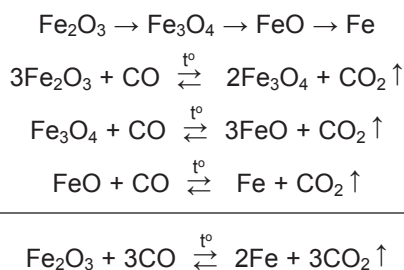
Сырьем для получения железа служат железные руды, основным компонентом которых являются оксиды железа:



Железо восстанавливают из руд, в качестве восстановителя используют кокс. Однако оба твердых вещества — руда и кокс — имеют малую поверхность соприкосновения, поэтому скорость реакции $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ невелика и выход также мал. Наилучшим восстановителем, обеспечивающим хорошую контактную поверхность, является оксид углерода (II) CO, который получают из кокса и углекислого газа прямо в доменной печи, где производят чугун:



Процесс восстановления гематита протекает постепенно по схеме:



Восстановление минералов проводят в специальных вертикальных печах — домнах (рис. 4.4). Домна имеет высоту в несколько десятков метров, внутренний объем ее составляет 5000 м³; корпус домны изготовлен из стали и выложен изнутри огнеупорным кирпичом.

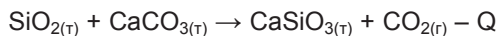
Производительность такой домны составляет до четырех миллионов тонн чугуна в год. Процесс получения чугуна в доменной печи представлен на рисунке 4.4.

Сверху в печь непрерывно подается сырье (минералы железа, кокс, известняк), а снизу подается подогретый и обогащенный кислородом (до 30 %) воздух. Снизу же через специальные отверстия отводят чугун и шлак.

Экзотермическая реакция горения кокса $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Q}$ обеспечивает повышение температуры до 1600–1800 °С, что превышает температуру плавления железа (1535 °С). Обогащение воздуха кислородом проводят для ускорения именно этой реакции. Поднимаясь вверх, CO₂ восстанавливается до CO, который и восстанавливает руду.

Соприкасаясь с углеродом, жидкое железо растворяет его, в результате чего получается сплав — чугун с содержанием углерода до 6 %.

Главная примесь в руде — это песок SiO₂. Он не плавится при температуре внутри домны. Однако при сплавлении с известняком песок образует легкоплавкий шлак — силикат кальция:



Знаете ли вы?

В XX веке начали применять сталь с добавками хрома, никеля, марганца, кобальта, ванадия, вольфрама, титана и др.

Важную роль играют хромоникелевые стали, в которых хром придает стали прочность, а никель — пластичность. Сегодня в мире производится около 500 миллионов тонн стали в год.

Знаете ли вы?

В Англии чугун называют «свинским железом». Как вы думаете, почему? Сталь умели получать еще в древние времена. Стальное долото из египетских пирамид, по оценкам специалистов, изготовлено примерно 5000 лет назад.

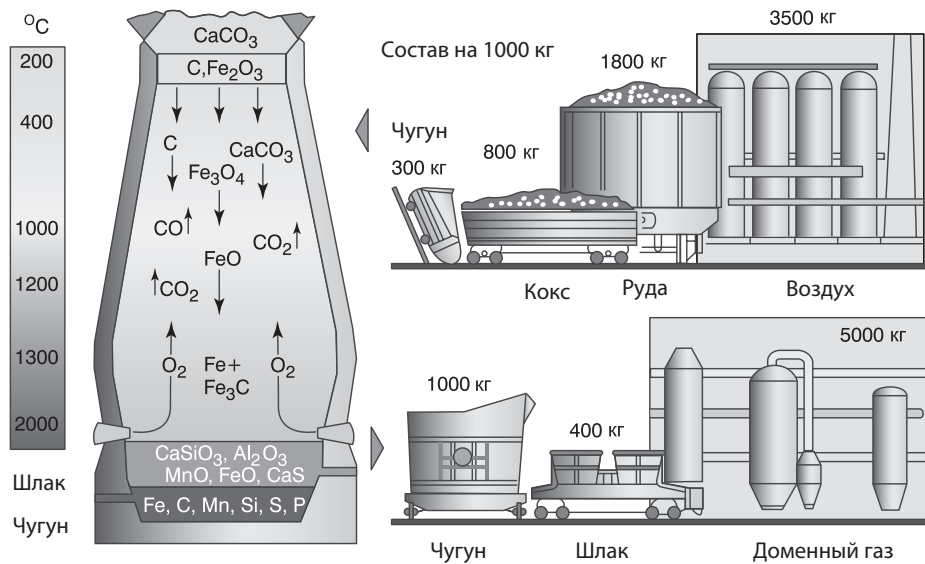
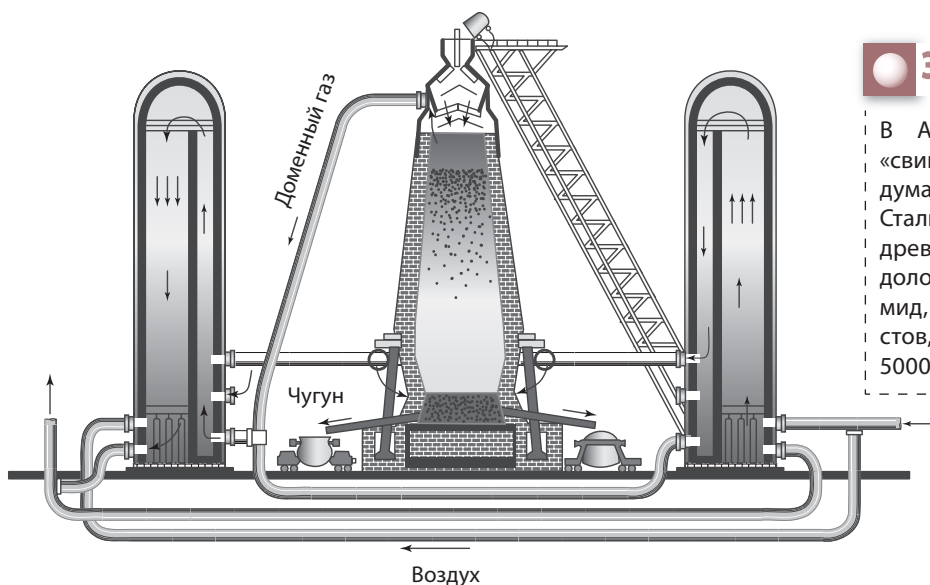


Рис. 4.4. Схема производства чугуна

Шлак легче чугуна, он всплывает на его поверхность. Поэтому легко отделить слой жидкого чугуна и слой жидкого шлака. Примеси серы и фосфора в чугуне ухудшают его свойства.

Чугун представляет собой твердый, но хрупкий материал. Из него производят детали, не подвергающиеся ударам: маховые колеса, станины, каркасы и пр. Большая часть его расходуется на переработку в сталь, потребность в которой гораздо выше, чем в чугуне.

Для переработки чугуна в сталь необходимо выжечь (уменьшить путем сгорания) углерод до 0,5–2 % и ниже. Сталь получают в конверторах, продувая кислород через расплавленный чугун, или в мартеновских печах.

Одновременно с удалением углерода в сталь вводят добавки металлов и получают различные типы стали, называемые *сплавами*.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Сравните чугун и сталь по составу и свойствам. Чем они отличаются?
2. Объясните, какие химические реакции протекают в доменной печи при восстановлении железа из руд на примере магнетита.
3. Объясните, почему в доменном процессе нельзя использовать обычный каменный уголь и какова роль кокса.
4. Выделите общие научные принципы химических производств, которые соблюдаются в доменном процессе. Какие из них способствуют увеличению скорости реакции?
5. Железная руда содержит оксид железа (III) и оксид кремния (IV), массовые доли которых соответственно равны 90 % и 10 %. Рассчитайте массовые доли железа и кремния в руде.

Ответ: $\omega(\text{Fe}) = 63,0\%$, $\omega(\text{Si}) = 4,67\%$

6. Рассчитайте массу чугуна, который можно получить из гематита (Fe_2O_3) массой 100 тонн, если массовая доля примесей в гематите составляет 10 %, а массовая доля железа в чугуне — 95 %.

Ответ: $m(\text{чугуна}) = 66,3 \text{ т}$

7. При сжигании в токе кислорода стали массой 100 г образовался оксид углерода (IV) массой 2,2 г. Рассчитайте массовую долю углерода в стали.

Ответ: $\omega(\text{C}) = 0,6\%$

8. Рассчитайте объем оксида углерода (II), необходимого для восстановления: а) гематита (Fe_2O_3) массой 160 т; б) магнетита (Fe_3O_4) массой 232 т, если оксиды содержат около 4 % примесей.

Ответ: а) $V(\text{CO}) = 64512 \text{ м}^3$; б) $V(\text{CO}) = 86016 \text{ м}^3$

4.6.3. Окислительно-восстановительные процессы в химическом производстве. Метод электронного баланса

Ранее, анализируя химические реакции, мы выяснили, что существуют реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, и реакции, протекающие без изменения степени окисления элементов.

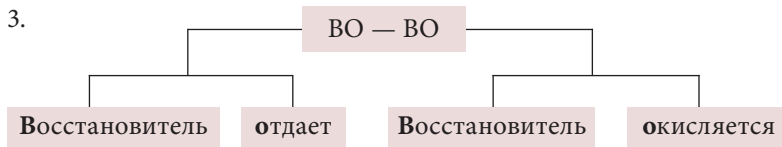
В связи с этим вспомним основные понятия, связанные с окислительно-восстановительными реакциями, такие как степень окисления, окислитель, восстановитель, способ вычисления степени окисления.

Окислитель — это атом, который принимает электроны и который, восстанавливаясь, понижает свою степень окисления.

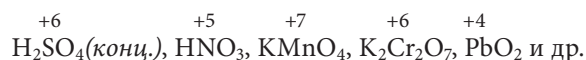
Восстановитель — это атом, который отдает электроны и который, окисляясь, повышает свою степень окисления.

Чтобы усвоить эти понятия и не запутаться в их применении, можно воспользоваться одним из правил:

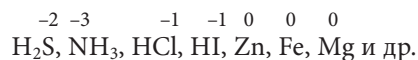
1. Окислитель — «грабитель» — всегда забирает электроны себе!
2. Отдал — окислился — сам восстановитель!
- 3.



Элементы в высшей степени окисления могут быть *только окислителями*:



Элементы в низшей степени окисления могут быть *только восстановителями*:



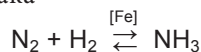
Как *окислителями*, так и *восстановителями* могут быть элементы в промежуточных степенях окисления, например $\overset{+4}{\text{SO}_2}$.

Известно множество окислительно-восстановительных реакций, лежащих в основе технологических процессов производства, таких как: получение металлов, аммиака, серной кислоты, азотной кислоты.

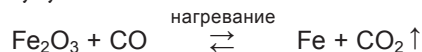
Ниже мы рассмотрим окислительно-восстановительные процессы, лежащие в основе упомянутых химических производств, и определим стехиометрические коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса. Обратите внимание на схему справа (алгоритм) определения стехиометрических коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.

Используя данную схему, определите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, лежащих в основе следующих химических производств:

а) производство аммиака



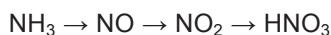
б) получение чугуна и стали



в) получение серной кислоты



г) получение азотной кислоты



Во всех окислительно-восстановительных процессах определите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

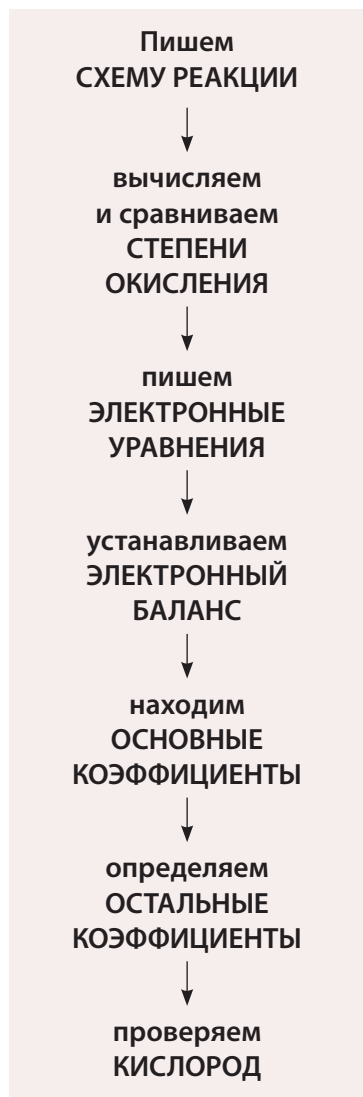
4.6.4. Производство стекла

Стекло, цемент, керамику (от греч. *keraton* — глина), различные строительные материалы производит силикатная промышленность из природных силикатов.

Основное сырье силикатной промышленности — это глина. Она имеет разное качество и состав (например, каолинит имеет состав $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

Производство стекла

По составу и свойствам различают следующие виды стекла: обычное, тугоплавкое, хрустальное, кварцевое. Для производства *обычного стекла* используют чистый кварцевый песок (SiO_2), соду (Na_2CO_3), известняк (CaCO_3), Глауберову соль ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Эти вещества смешивают и нагревают до 1500°C в специальных печах. При этом об-



Выполните!

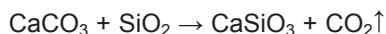
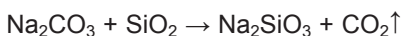
Выясните, работают ли в Молдове фабрики (заводы) по производству стекла. Если да, то узнайте, какое стекло они выпускают.

Знаете ли вы?

Цветное стекло получают, добавляя к сырью оксиды различных металлов:

- синее — оксид кобальта (II);
- зеленое — оксид хрома (III);
- сине-зеленое — оксид меди (II);
- рубиновое (красное) — мелкодисперсное золото.

разуется сплав из силикатов натрия и кальция, процесс образования которых протекает по следующим схемам:



Обычное стекло имеет состав: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Тугоплавкое стекло получают, заменив соду на поташ (K_2CO_3). Оно имеет состав $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ и обладает малым коэффициентом расширения при нагревании.

Хрустальное стекло $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$ получают на основе поташа (K_2CO_3), оксида свинца (II) и песка. Оно сильно преломляет свет, поэтому из него производят линзы, призмы, хрустальную посуду.

Кварцевое стекло получают из расплавленного кварцевого песка. Такое стекло пропускает ультрафиолетовые лучи, поэтому из него изготавливают кварцевые лампы, используемые в медицине. Кварцевое стекло мало расширяется при нагревании, поэтому лабораторная посуда из кварцевого стекла не боится нагревания на открытом огне и резкого охлаждения.

Выдуванием из расплавленной стеклянной массы производят бутылки, лампы, вазы, предметы декоративного искусства; прессованием — пуговицы, предметы быта и декора; прокаткой — стекло для зеркал; вытягиванием — листовое стекло, стеклянные лабораторные трубки и палочки. Из особых видов стекла готовят стекловолокно и стеклоткани. Предметы, изготовленные из пластмасс, армированных стекловолокном, отличаются особой прочностью, подобной стали, и в то же время не боятся коррозии.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Сравните химические реакции, лежащие в основе производства: а) обычного стекла; б) термостойкого стекла; в) хрустального стекла; г) кварцевого стекла. Какой из этих видов стекла наиболее простой по составу?
2. С давних времен производители стекла использовали минерал пирролюзит (MnO_2 с примесями железа) для окрашивания стекла в зеленый цвет. Поэтому пирролюзит называли «мылом стекловаров». В 1774 г. Карл Шееле с группой ученых при прокаливании пирролюзита с углем получил металлический марганец. Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа, который выделится при получении марганца массой 55 г данным способом.

Ответ: $V(\text{CO}_2) = 22,4$ л

4.7. Нефть. Принципы переработки нефти

Доля органической массы в нефти составляет около 98 %. *Элементный состав нефти следующий:*

- Ректификационная колонна
- Октановая шкала
- Термический крекинг
- Каталитический крекинг

С	83 %
Н	13 %
О+N	0,2–0,3 %
S	0,1–0,7 %
зола	0,1–0,5 %
металлы	0,01 %

Нефть представляет собой смесь углеводородов, в ее состав входит более 150-ти различных углеводородов. Более половины из них — жидкие насыщенные углеводороды, другую часть составляют арены: бензол, толуол и ксилол.

Каждое вещество, входящее в состав нефти, имеет свою температуру кипения. Чем выше молекулярная масса вещества, тем выше его температура кипения.

а) Переработка нефти. Принципы фракционной перегонки

Первый этап переработки нефти: нефть доводят до кипения, следя за температурой, и собирают выделяемые пары в отдельные приемники. В каждом приемнике находится жидкость, кипящая при определенной температуре или в определенном интервале температур. Такая процедура называется *перегонкой*.

Значит, первый этап переработки нефти заключается в разделении ее на *фракции* — группы веществ с близкими температурами кипения и близкими молекулярными массами.

Установка для непрерывной перегонки нефти (рис. 4.5) состоит из трубчатой печи (1), в которой нефть нагревают, и ректификационной

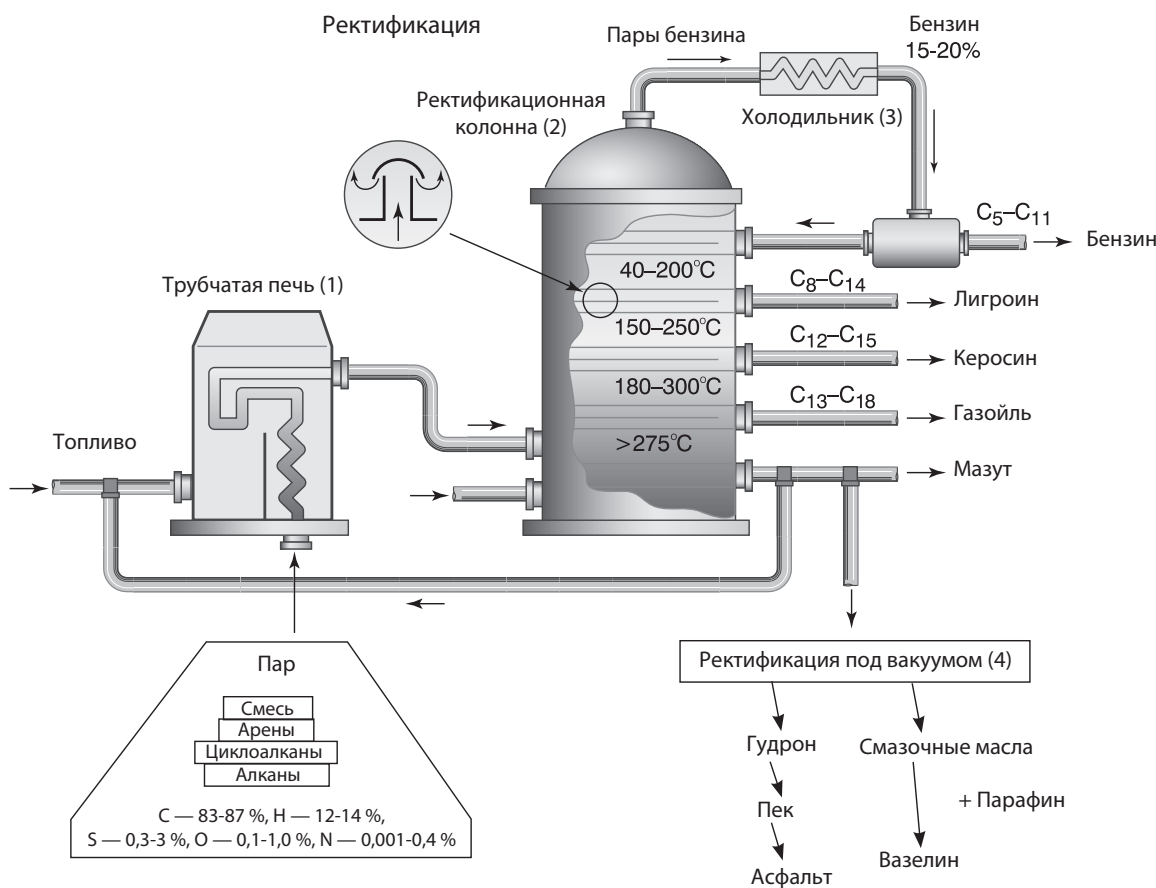


Рис. 4.5. Переработка нефти: (1) — трубчатая печь; (2) — ректификационная колонна; (3) — холодильник; (4) — ректификация под вакуумом

колонны (2). Печь нагревается за счет сжигания мазута или газа. В змеевике (трубчатая печь) нефть нагревается до 320–350 °С (не более!). При более высоких температурах начинается нежелательное разложение молекул.

Ректификационная колонна представляет собой стальной цилиндрический аппарат высотой около 40 м. Внутри она имеет несколько десятков горизонтальных перегородок с отверстиями, называемыми *тарелками*. Пары нефти поступают в колонну и поднимаются вверх. Они проходят через отверстия в тарелках, постепенно охлаждаются при своем движении вверх и частично сжижаются.

Более тяжелые и менее летучие углеводороды сжижаются уже на первых тарелках. Таким образом образуется первая фракция — *газойль* C_{13} – C_{18} . Более летучие углеводороды C_{12} – C_{15} собираются выше и образуют вторую фракцию — *керосиновую*. Еще выше собирается третья фракция — *лигроиновая* C_8 – C_{14} . Наиболее летучие углеводороды C_5 – C_{11} выходят в виде паров из колонны, проходят через холодильник (3) и после конденсации образуют *бензин*. Часть бензина подается обратно в колонну для орошения. Это способствует охлаждению и конденсации поднимающихся паров.

Все эти фракции называются *светлыми продуктами перегонки*.

Жидкая часть нефти, которая не закипает при 350 °С, стекает в низ колонны, образуя *черный мазут*; чтобы полнее «выгнать» из мазута растворенные в нем углеводороды, снизу, навстречу стекающему вниз мазуту, подают перегретый пар.

Из *мазута* можно получить много ценных веществ, но он разлагается при температуре выше 350 °С. Технологи использовали свойство веществ закипать при более низких температурах при пониженном давлении. Поэтому мазут перегоняют в вакуумных ректификационных колоннах (4) и получают *смазочные масла*, парафин, вазелин (рис. 4.5). Оставшаяся неперегоняемая часть называется *гудроном*. Его используют при укладке асфальтовых покрытий.

Бензина, получаемого при ректификации нефти, не хватает. Кроме того, требуется улучшить его качество — повысить устойчивость к взрыву.

Для характеристики стойкости бензина к взрыву (детонационная стойкость) была разработана *октановая шкала*.

Изооктан C_8H_{18} (2,2,4-триметилпентан) обладает очень высокой детонационной стойкостью, ее оценили в 100 баллов (*октановое число*). Наиболее легко детонирующему н-гептану присвоили октановое число 0. Смеси гептана и изооктана имеют октановые числа, равные массовой доле изооктана в них. Например:

н-гептан	0	24 %	5 %
изооктан	100 %	76 %	95 %
Октановое число	100	76	95

Пользуясь такой шкалой, определяют октановое число бензинов. Например, бензин марки А-95 имеет октановое число 95. Это значит, что он допускает такое же сжатие в цилиндре без детонации, как смесь, состоящая из 95 % изооктана и 5 % н-гептана.

Для повышения объемов производства бензина необходимо перерабатывать керосин, газойль, мазут в бензин.

В ректификационной колонне не допускается повышение температуры выше 350 °С, потому что молекулы углеводородов начнут разлагаться.

б) Нефтепродукты и охрана окружающей среды

Крекинг — это процесс вторичной переработки нефти, то есть переработки не самой нефти, а нефтепродуктов. К вторичным процессам также относятся *риформинг* и *гидроочистка* нефтепродуктов.

Риформинг (от англ. *reforming* — облагораживание) бензинов — это процесс, протекающий в присутствии катализатора (платины) и приводящий к превращению линейных углеводородов и разветвленных в ароматические. При этом значительно возрастает октановое число бензина.

Гидроочистка — это обработка нефтепродуктов водородом под давлением при нагревании и в присутствии катализатора. При этом серо- и азотсодержащие вещества разрушаются, превращаясь в сероводород (H_2S) и аммиак (NH_3).

Такая комплексная переработка нефти обеспечивает более полное ее использование и позволяет обеспечить охрану окружающей среды. Комплексная переработка нефти — это процесс, при котором из нефти извлекают все ценные компоненты. В свою очередь, нефтепродукты применяют в качестве горючего и сырья для химической промышленности. Из сероводорода получают серу и серную кислоту, которую используют для очистки нефти. Из аммиака получают сульфат аммония — ценное минеральное удобрение. Из золы, оставшейся после переработки нефти, гидрокаталитическим способом извлекают дефицитные металлы: ванадий, никель, титан, медь, олово и др.

Образование оксидов серы и азота при работе двигателей транспорта приводит к загрязнению окружающей среды. Вот почему гидроочистка так необходима.

В процессе переработки нефти немаловажен вопрос ее транспортировки — на перерабатывающие заводы от месторождений и транспортировка готовых нефтепродуктов к потребителям.

Ежегодно в мировой океан попадает 5–10 миллионов тонн сырой нефти и нефтепродуктов по причине аварий на судах, при сливе балластных вод танкерами, при добыче и разведке нефти. Это наносит непоправимый вред природе. Один литр нефти может загрязнить 40 000 литров воды. Гибнет планктон, рыба, водные животные, птицы.

Часть нефти ($\approx 5\%$) растворяется в воде, причем ароматические углеводороды, наиболее токсичные, растворяются лучше других. В морской воде они превращаются в соединения с канцерогенными и мутагенными свойствами.

С этой бедой можно бороться биохимическими методами. Уже известно более 1000 различных микроорганизмов, способных перерабатывать углеводороды. Например, культуры дрожжей рода *Candida* питаются парафинами нефти и дают выход биомассы с большим (50 %) содержанием белков и витаминов.

Знаете ли вы?

Нефть была известна еще в античные времена и использовали ее для освещения и отопления. В 1854 году путем несложной перегонки и очистки из нефти стали получать керосин. Керосиновая лампа почти сто лет была самым доступным источником света (после лучины!).

В 1900 году добыча нефти во всем мире составляла около 20 млн тонн, а в настоящее время ее добыча составляет около 3 млрд тонн. Большую часть добываемой нефти (80–90 %) используют в качестве топлива и смазочных материалов и только 8 % расходуется на получение других органических веществ.

Все виды транспорта — самолеты, водные суда, автомобили — работают на нефтепродуктах. Из 8 % перерабатываемой нефти получают полимеры, каучук, синтетические волокна, моющие средства, удобрения, лекарства и много других продуктов. Во всех странах ищут альтернативные источники энергии, но пока нефть — самый главный ее источник. Можно сказать, что современная цивилизация зиждется на нефти. Из-за нефти происходят многие тайные и явные войны. Экономика всех государств зависит от нефти больше, чем от любого другого продукта.

Проект

Тема:

Переработка отходов — необходимое требование для современного производства

Контекст. В последние годы все чаще обсуждается вопрос утилизации отходов путем их переработки. Учитывая негативное влияние на здоровье человека и окружающую среду, отходы от современного химического производства становятся проблемой, требующей срочного поиска решения. В составе группы разработайте проект по данной теме.

Этапы исследования

- Национальная и международная законодательная база по переработке отходов.
- Промышленные отходы основных химических производств.
- Методы переработки/утилизации отходов.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Постеры
- Рефераты

Защита проекта

Каждая группа выбирает способ представления и одного представителя для защиты проекта перед классом.

На выступление отводится 8–10 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность информации, включенной в проект;
- Научное содержание проекта;
- Выступление группы;
- Использованные источники информации (библиография);
- Соответствие выступления отведённому лимиту времени.

4.8. Химические реакции и мониторинг окружающей среды

В каждой стране действуют законы, запрещающие загрязнять вредными отходами воду, воздух и почву. Отходы производства необходимо предварительно очищать. Установлены предельно допустимые концентрации для каждого вещества в миллиграммах на литр воздуха, например:

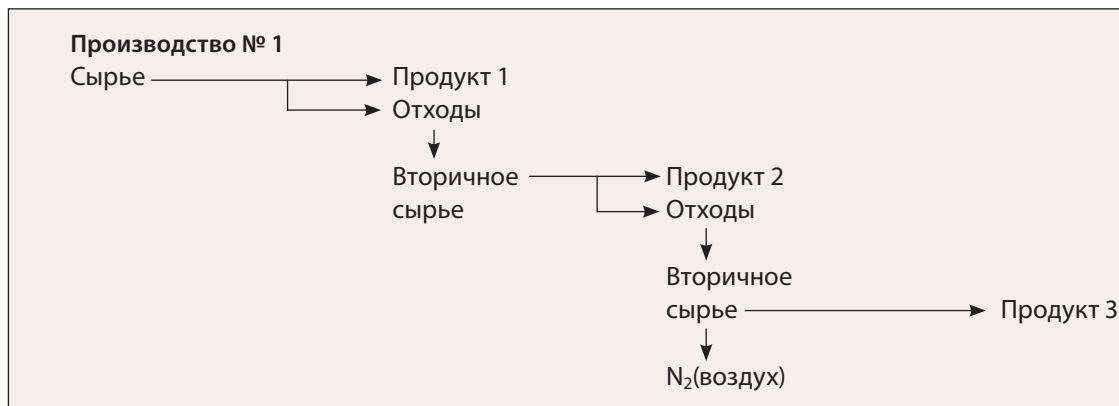
- аммиак — 0,02;
- бензин, керосин — 0,3;
- мышьяк — 0,0003;
- оксид углерода (II) — 0,02;
- сероводород и сероуглерод — 0,01.

За состоянием окружающей среды ведется постоянный контроль. К производствам, загрязняющим природу, принимаются строгие меры — от штрафов до закрытия цехов и целых предприятий. Старые заводы, не способные обеспечить очистку отходов, реконструируют. Новые проектируют и строят с учетом требований экологического законодательства. Это достигается следующими путями.

1. *Внедрение безотходных технологий (схема 4.1)*, то есть таких производственных процессов, при которых отходы одного производства становятся сырьем для другого.

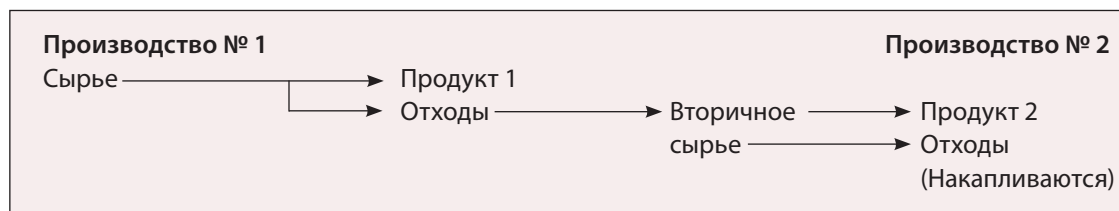
При этом в окружающую среду могут в небольшом количестве сбрасываться только не вредные для нее вещества: очищенная вода, оксид углерода (IV), азот и др. Возможны и полностью безотходные технологии (схема 4.1).

Схема 4.1.



2. *Применение малоотходных технологий.* В некоторых производствах образуются отходы, которые не могут в дальнейшем использоваться, при этом они накапливаются (схема 4.2).

Схема 4.2.



3. *Использование водооборотных систем (схема 4.3)*, где чистая вода применяется для охлаждения (нагрева или растворения). При этом она нагревается (охлаждается или образует раствор), а затем охлаждается (нагревается или выпаривается из раствора) и вновь используется, то есть выполняет свою работу много раз. Поэтому порции свежей воды приходится добавлять редко.

Переход на использование воды в замкнутом цикле (водооборотный замкнутый цикл) позволяет развивать промышленность, не увеличивая, а сокращая потребление свежей воды.

Схема 4.3.



по единице обучения «Химические реакции в производстве»

1. Напишите уравнения реакций, лежащих в основе производства негашеной извести. Назовите условия их протекания в производстве и объясните, как этим производством можно управлять.
2. Установите соответствие между производствами (колонка **А**) и понятиями (колонка **Б**), соединив их стрелками.

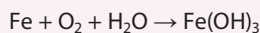
А

- I. Производство негашеной извести
- II. Производство чугуна и стали
- III. Производство стекла

Б

1. Сырье
2. Цилиндрическая печь
3. Теплообмен
4. Противоток
5. Доменная печь
6. Конвертор

3. Процесс коррозии железа происходит в соответствии с уравнением:



Установите стехиометрические коэффициенты в уравнении методом электронного баланса. Определите окислитель и восстановитель.

4. Водяной газ, полученный при газификации кокса на установке периодического действия, содержит водород (50 %), оксид углерода (II) (38 %), азот (5 %), метан (0,5 %), сероводород (0,5 %). Вычислите массовые доли углерода, азота, серы в коксе, если из одной тонны кокса образуется 1500 м³ водяного газа.
5. На выплавку одной тонны обычного чугуна, содержащего марганец (2 %), кремний (4 %), углерод (2,5 %), требуется одна тонна кокса. В каких процессах расходуется кокс, если считать, что руда состоит из оксида железа (III), оксида марганца (II), оксида кремния (IV). Рассчитайте массу кокса, расходуемого в каждом процессе.
- **6. Сжигая органическое горючее, человечество ежегодно выбрасывает в атмосферу 12 млн тонн оксида азота (II). Какую массу азотной кислоты можно получить из этого количества оксида азота (II), если практический выход кислоты составляет 80 % от теоретически возможного?
7. Негашеную известь, применяемую в строительстве, получают при прокаливании известняка. Рассчитайте массовую долю основного компонента (карбоната кальция) в известняке, если при прокаливании его массой 5 кг выделяется углекислый газ (н. у.) объемом 1 м³.

ПОНЯТИЕ О ХИМИЧЕСКОМ АНАЛИЗЕ (для реального профиля)

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к химическому анализу, в ситуациях устного и письменного общения;
- разрабатывать и применять алгоритмы: а) вычисления молярной концентрации ионов по уравнениям диссоциации; б) вычисления значений pH/pOH;
- моделировать с помощью химических уравнений диссоциацию сильных и слабых электролитов; с помощью молекулярных и ионных уравнений — взаимодействия в растворах электролитов;
- решать задачи: а) на приготовление растворов с определенной молярной концентрацией/массовой долей; б) на основе ионного произведения воды — на определение pH/pOH в растворах сильных кислот/оснований;
- исследовать экспериментально реальные/моделированные проблемные контексты, связанные с необходимостью приготовления растворов.

5.1. Общие понятия

Любая материя состоит из химических элементов. Раздел химии, который устанавливает, какие элементы или их комбинация и в каком количественном соотношении они входят в состав исследуемого материала, называется *аналитической химией*.

Совокупность операций и приемов, применяемых для получения информации о качественном и количественном составе анализируемого объекта, представляет собой *химический анализ*.

Некоторые операции химического анализа известны еще с древности. Несмотря на это, понятие *химический анализ* было введено в науку лишь в XVII веке английским ученым Робертом Бойлем. В истории науки в нашем регионе первые упоминания понятий аналитической химии принадлежат господарю, ученому, энциклопедисту Дмитрию Кантемиру («Описание Молдовы»).

С операциями аналитической химии человек постоянно сталкивается в своей повседневной деятельности: ежедневно оценивает, что входит в состав того или иного изделия, продукта; определяет массу взвешиванием или измеряет объем ингредиентов, необходимых для приготовления сложных систем (растворов); оценивает кислотность, содержание соли, сахара, свойства многих продуктов питания. Зачастую человек выполняет эти операции, не осознавая, что выполняет операции аналитической химии. Вне всякого сомнения, выполнение описанных операций будет эффективнее при знании основных условий, факторов, закономерностей, лежащих в основе этих процессов.

Краткая история. Аналитическая химия формировалась как наука на протяжении длительного времени, развиваясь параллельно с другими разделами химии. Открытие основных законов химии благоприятствовало усовершенствованию химического эксперимента, включающего точные измерения и элементы химического анализа; созданию условий для совершенствования методов разделения и осаждения; получению новых химических веществ; изучению ряда вопросов, касающихся состояния атомов в веществах, их степеней окисления; совершенствованию методов идентификации веществ и определению их содержания в различных системах.



Ключевые понятия

- Химический анализ
- Аналитическая реакция
- Аналитический реактив
- Специфический реактив
- Групповой реактив



Количественный анализ предоставляет информацию о количественном содержании компонента в анализируемой системе и отвечает на вопрос: «Сколько данного компонента содержится в этой системе?»

Основной задачей аналитической химии является определение качественного и количественного состава анализируемого объекта или системы.

5.1.1. Аналитические реакции



Химические реакции, используемые для идентификации, обнаружения, разделения, маскировки или количественного определения компонентов (элементов, ионов, молекул и др.) в анализируемых системах, называются *аналитическими реакциями*.

При протекании аналитических реакций превращение одних веществ в другие сопровождается внешними признаками, такими как изменение цвета, образование осадков, выделение газов и др. Эти изменения, которые можно наблюдать невооруженным глазом или с помощью специальных приборов, называются *аналитическим сигналом*. Таким образом, аналитический сигнал является носителем информации о качественном и количественном изменении в анализируемой системе.

Известны различные методы регистрации аналитического сигнала. Например, изменение окраски кислотно-основных индикаторов в зависимости от концентрации ионов водорода или окрашивание в красный цвет раствора соли железа (III) при добавлении к нему раствора тиоцианата калия видны невооруженным глазом. В инструментальных методах аналитический сигнал регистрируется с помощью определенных устройств (приборов). Например, изменение pH среды окрашенных растворов может быть зарегистрировано с помощью стеклянного электрода.

Возможность регистрации аналитического сигнала зависит от *чувствительности* аналитической реакции. Так как интенсивность аналитического сигнала зависит от концентрации соответствующего компонента, то очевидно, что при уменьшении его концентрации интенсивность аналитического сигнала будет снижаться. Наименьшее количество компонента, которое может быть обнаружено с помощью данной реакции, называется *открываемым минимумом*, или *пределом обнаружения*. Чем меньше открываемый минимум, тем больше чувствительность аналитической реакции.



Возможность появления аналитического сигнала реакции зависит от концентрации анализируемого компонента и чувствительности реакции.

Другой характеристикой аналитической реакции и, следовательно, аналитического сигнала является *селективность*. Идентичные аналитические сигналы могут быть зарегистрированы при взаимодействии различных ионов с одним и тем же аналитическим реагентом. Например, в случае обработки хлорида бария и хлорида кальция серной кислотой при концентрациях, превышающих открываемый минимум, наблюдаются одинаковые аналитические сигналы для ионов Ba^{2+} и Ca^{2+} . К ионам, дающим такой же аналитический сигнал при взаимодействии с серной кислотой, можно отнести ионы стронция и свинца. В этом случае аналитическая реакция не является селективной. Такие аналитические реакции (или аналитические сигналы), характерные для целой группы ионов, называются *аналитическими реакциями для группы ионов*.

Аналитическая реакция, внешний эффект которой характерен только для одного иона, является селективной для данного иона и называется *специфической реакцией*. Окрашивание раствора в красный цвет при добавлении к нему раствора тиоцианата калия происходит только в присутствии ионов Fe^{3+} . Эта реакция является селективной. Ее нельзя спутать ни с какой другой реакцией. Селективность аналитических реакций является характеристикой, обратно

пропорциональной числу ионов, дающих аналогичный аналитический сигнал. Ионы, которые дают такой же аналитический сигнал, что и исследуемый, называются *мешающими ионами*.

Аналитические реакции, цель которых — идентификация ионов одного вида в анализируемой смеси, называются *реакциями идентификации*. В этом случае важно, чтобы они были селективными, обладали высокой чувствительностью, протекали быстро, и аналитический сигнал был бы легко наблюдаем.

Для реакций разделения важно, чтобы они протекали как можно более полно.

В аналитической практике наиболее часто применяют реакции образования очень мало растворимых соединений (кристаллических, аморфных или гелеобразных осадков определенного цвета), а также реакции, которые приводят к изменению цвета раствора или сопровождаются выделением газа.

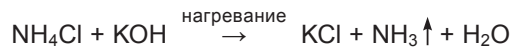
5.1.2. Аналитические реактивы



Вещества, которые добавляют к анализируемой системе и которые вызывают протекание аналитической реакции, называются *аналитическими реактивами*.

Природа аналитических реактивов различна. Серную кислоту, образующую с ионами Ba^{2+} и Ca^{2+} белые осадки, и тиоцианат калия, образующий с ионом Fe^{3+} соединение красного цвета, можно по праву назвать аналитическими реактивами.

Существуют *групповые* и *специфические (селективные) аналитические реактивы*. Эта классификация разработана в зависимости от характера вызываемой реакции. Характеристика одного и того же аналитического реактива меняется в зависимости от анализируемого иона. Так, гидроксид калия для иона аммония является специфическим аналитическим реактивом:



В то же время он является групповым реактивом для ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Cd^{2+} . Из растворов этих ионов обработкой раствором KOH можно выделить осадки соответствующих гидроксидов.

Специфические реактивы взаимодействуют только с одним ионом, давая специфический аналитический сигнал, и используются для обнаружения данного иона.

Общие реактивы реагируют с целой группой ионов и дают сходные аналитические сигналы. Общие реактивы, которые используют для выделения группы ионов из смеси, называются *групповыми реактивами*, а группа ионов — *аналитической группой*. Групповые реактивы используют для:

- установления присутствия ионов определенной аналитической группы;
- отделения ионов данной аналитической группы при систематическом анализе;
- концентрирования разбавленных растворов;
- отделения ионов, мешающих проведению анализа.

Число селективных аналитических реакций и реактивов ограничено, поэтому при выполнении химического анализа для устранения или для уменьшения влияния других ионов выполняют специальные операции, такие как:

- отделение мешающего иона от анализируемой смеси (например, путем осаждения или экстракцией);
- подавление влияния других ионов, входящих в состав анализируемой системы, путем их маскировки.

Маскировка — это процесс перевода мешающих ионов в другую химическую форму, не взаимодействующую с данным аналитическим реактивом. С этой целью часто используют окислительно-восстановительные реакции.

1. Что является предметом изучения аналитической химии?
2. Укажите цели химического анализа.
3. Охарактеризуйте особенности качественного и количественного анализа.
4. Разъясните понятие «аналитический сигнал». Какие методы регистрации аналитического сигнала вам знакомы?
5. Охарактеризуйте специфику аналитической реакции.
6. Что собой представляет групповой реактив? Приведите примеры.
7. В чем различие между специфическим и групповым реактивами.
8. Объясните понятие «предел обнаружения» аналитической реакции.
9. Сравните понятия «обнаружение» и «идентификация».
10. Сформулируйте требования к аналитическим реакциям.
11. Объясните, почему при выполнении некоторых аналитических реакций реакционную смесь следует нагревать.
12. Объясните причину появления накипи на стенках чайника при кипячении воды.

5.2. Растворы — среда для проведения химического анализа

5.2.1. Общая характеристика и классификация растворов



Растворы — это однородные, однофазные химические системы, состоящие из двух или более веществ и продуктов их взаимодействия. Состав растворов может быть изменен в определенных пределах, не нарушая однородности.

Растворы играют важную роль в различных областях деятельности благодаря широкому спектру применения. Их применяют в аналитической химии для проведения различных анализов и измерений. Например, в титриметрических, спектрофотометрических, электрохимических методах анализа растворы используют для определения содержания компонентов в анализируемых образцах. Большинство химических реакций протекает в растворах. Многие реакции осуществляют в растворах, потому что только в этих условиях реагенты взаимодействуют с образованием необходимых продуктов. Растворы используют в химическом синтезе для приготовления и смешивания реактивов. Это позволяет проводить реакции под контролем и получать требуемые продукты. Растворы также могут использоваться для выделения и очистки продуктов синтеза. Их широко применяют в фармацевтической промышленности при производстве различных лекарств, инъекций, глазных капель или назальных спреев. Растворы также могут использоваться в процессах очистки воздуха, воды, при производстве удобрений, продуктов питания и многого другого.

Растворы получают путем растворения веществ в растворителях, поэтому способность веществ растворяться играет важную роль в приготовлении растворов. Это свойство называется *растворимостью* и зависит от химических свойств растворяемого вещества и растворителя. Растворимость также зависит от температуры, а в случае газообразных веществ — еще и от давления. Некоторые вещества имеют относительно большую растворимость, в то время как другие могут быть лишь немного растворимы или практически нерастворимы.

Растворы классифицируют по нескольким критериям:

- По агрегатному состоянию — *газообразные* (смесь газов), могут смешиваться при невысоких давлениях в любых соотношениях, независимо от природы их химического состава; *жидкие* (растворение жидкости, газа или твердого вещества в определенной жидкости); *твердые* (однородные системы, состоящие из двух или более твердых компонентов).



Ключевые понятия

- Растворенное вещество
- Растворитель
- Насыщенный раствор
- Ненасыщенный раствор
- Массовая доля растворенного вещества
- Молярная концентрация

Выполните!

Приведите примеры растворов жидких веществ в жидкостях, газов в жидкостях, твердых веществ в жидкостях, твердых веществ в твердых веществах.

- По насыщенности — *ненасыщенные* (в которых еще может раствориться некоторое количество вещества); *насыщенные* (в которых растворяется максимальное количество вещества при данных условиях); *пересыщенные* (при осторожном и очень медленном охлаждении насыщенных растворов не происходит немедленного выпадения осадка, поэтому количество растворенного вещества превышает максимально возможное при данных условиях, и такие растворы являются пересыщенными. Пересыщенные растворы неустойчивы. Если в них ввести кристалл или перемешать, то количество растворенного вещества, превышающее растворимость, выпадает в осадок).



Раствор, содержащий максимально возможное количество растворенного вещества в данных условиях, называется *насыщенным раствором*.



Раствор, содержащий растворенное вещество в количестве, меньшем, чем его растворимость при данной температуре, называется *ненасыщенным*.

- По концентрации — *разбавленные* (растворы содержат очень малое количество растворенного вещества по сравнению с количеством растворителя); *концентрированные* (растворы содержат количество растворенного вещества, сравнимое с количеством растворителя).
- По типу растворителя — *водные* (растворителем является вода); *неводные* (органический растворитель — спирт, ацетон, бензол, толуол). В некоторых случаях используются растворы смеси растворителей вода–этиловый спирт, вода–ацетон и др. для улучшения растворимости веществ.
- В зависимости от наличия или отсутствия электролитической диссоциации различают *растворы электролитов* и растворы *неэлектролитов*. Электролиты в растворах диссоциируют на ионы. В качестве примера можно привести растворы KNO_3 , HCl , KOH , Ca(OH)_2 и др. Электропроводность растворов электролитов выше, чем у растворителя. Растворы неэлектролитов — это растворы веществ, которые практически не диссоциируют в воде. Например, растворы сахарозы, глюкозы, мочевины, глицерина. Электропроводность растворов неэлектролитов очень мало отличается от электропроводности растворителя.
- В зависимости от размера частиц растворенного вещества различают *истинные (идеальные)* растворы, в которых размер растворенных частиц менее 1 нм, и *коллоидные* растворы, с размерами частиц от 1 до 100 нм.

Растворы обладают рядом характерных свойств, которые определяют их поведение и влияют на их применение в химических процессах. Большинство бесцветных растворов прозрачны. Это означает, что свет проходит сквозь них без значительного ослабления интенсивности. Растворы электролитов проводят электрический ток благодаря наличию в них ионов, которые могут перемещаться под действием электрического поля. Растворы неэлектролитов не проводят электричество.

Растворы обладают теплопроводностью, которая обусловлена движением молекул растворителя и частиц растворенных веществ, что приводит к переносу энергии от частей раствора с более высокой температурой к частям раствора с более низкой температурой.

Растворы имеют определенную плотность, которая зависит от концентрации растворенного вещества и растворителя. Плотность раствора может быть выше или ниже плотности растворителя, в зависимости от химического состава раствора.

Мы перечислили лишь некоторые из основных свойств растворов. Изучение этих свойств помогает понять поведение растворов и их применение в различных химических процессах и химическом анализе.

При проведении аналитических реакций для обнаружения, идентификации или качественного и количественного определения какого-либо вещества, важно знать, в какой форме оно находится в исследуемом растворе: в молекулярной или ионной форме, и использовать при проведении анализа реакции, характерные именно для этих форм.

Для более точной оценки содержания растворенного вещества в растворе используют понятие *концентрация*.

5.2.2. Количественные методы выражения состава растворов



Состав раствора — это количественная характеристика, указывающая на содержание растворенного вещества в определенном объеме/массе/количестве раствора или растворителя.

Способы выражения состава и концентрации растворов разнообразны и зависят от области применения раствора. Как правило, состав растворов выражается массовой долей растворенного вещества, а концентрация — количеством вещества в молях, содержащихся в одном литре раствора.

Массовая доля растворенного вещества, выраженная в процентах, представляет собой массу растворенного вещества, приходящуюся на 100 г раствора, и обозначается греческой буквой ω (читается как «омега»). Для расчета массовой доли растворенного вещества применяют выражение:

$$\omega(X), \% = \frac{m(X)}{m_{p-ра}} \cdot 100 \% \quad (5.1)$$

Где $m(X)$ — масса растворенного вещества (г), а $m_{p-ра}$ — масса раствора, выраженная в граммах. Масса раствора представляет собой сумму масс растворителя и растворенного вещества:

$$m_{p-ра} = m(X) + m_{p-ля} \quad (5.2)$$

Иногда масса растворителя неизвестна, но известны объем и плотность раствора. Тогда массу раствора рассчитывают по формуле:

$$m_{p-ра} = V_{p-ра} \cdot \rho \quad (5.3)$$

Где ρ — плотность раствора, выраженная в г/мл, а $V_{p-ра}$ — его объем (мл).

$$m_{(p-ля)} = V_{(p-ра)} \cdot \rho - m(X)$$

Содержание растворенного вещества можно выразить через *молярную концентрацию*, которую обозначают как C_M и которая представляет собой количество растворенного вещества (в молях), содержащееся в одном литре раствора. Для расчета молярной концентрации растворенного вещества используют математическое выражение:

$$C_M(X) = \frac{v(X), \text{ моль}}{V_{p-ра}, \text{ л}} \quad (5.4)$$

Где $v(X)$ — количество вещества (моль), которое находится в объеме раствора $V_{p-ра}$ (л). Молярная концентрация измеряется в моль/л.

Если масса растворенного вещества выражена в граммах, то молярную концентрацию можно рассчитать по формуле:

$$C_M(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{p-ра}} \quad (5.5)$$

Где $m(X)$ — масса вещества (г), растворенная в объеме раствора $V_{p-ра}$ (л), $M(X)$ — молярная масса вещества X (г/моль).

Растворы, содержащие 1 моль вещества, растворенного в литре раствора, называют *одномолярными* (или *молярными*) растворами и сокращенно записывают 1М, а содержащие в

одном литре раствора 0,1 моль, 0,01 моль, 0,001 моль вещества называют соответственно — децимолярными, сантимолярными, миллимолярными. Растворы с такими концентрациями чаще всего используют в лабораторной практике и при выполнении химического анализа.

Пример: Рассчитайте молярную концентрацию раствора, полученного при растворении хлорида кальция (CaCl_2) массой 2,7745 г в 250 мл раствора.

Решение: Для расчетов используем формулу (5.5). Рассчитываем молярную массу хлорида кальция — $M(\text{CaCl}_2) = 110,98$ г/моль. Если объем приготовленного раствора равен 250 мл, тогда:

$$C_M(\text{CaCl}_2) = \frac{2,7745 \text{ г}}{110,98 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ л}} = 0,10 \text{ моль/л}$$



**Титр раствора (T) показывает, сколько граммов вещества содержится в 1 мл раствора, измеряется в г/мл и указывается с четырьмя значащими цифрами после запятой. $T(X)$ рассчитывают по формуле:

$$T(X) = \frac{m(X), \text{ г}}{V_{p-pa}, \text{ мл}}$$

Где $m(X)$ — масса вещества X (г), а V_{p-pa} — объем раствора (мл).

Достаточно часто при выполнении химического анализа приходится пересчитывать состав раствора из одного способа выражения в другой. В таблице 5.1 указаны формулы для пересчета концентрации растворов.

Таблица 5.1. Формулы перехода от одного способа выражения состава раствора к другому

Необходимый способ выражения содержания растворенного вещества (X)	Исходный способ выражения содержания растворенного вещества (X) в растворе			
	Массовая доля $\omega(X)$, %	Молярная концентрация $C_M(X)$, моль/л	**Молярная концентрация эквивалента $C_M(f \cdot X) = C_N(X)$, моль/л	**Титр $T(X)$, г/мл
Массовая доля $\omega(X)$, %	—	$\frac{C_M(X) \cdot M(X)}{10 \cdot \rho}$	$\frac{C_M(f \cdot X) \cdot M(f \cdot X)}{10 \cdot \rho}$	$\frac{T(X) \cdot 100}{\rho}$
Молярная концентрация $C_M(X)$, моль/л	$\frac{10 \cdot \rho \cdot \omega(X)}{M(X)}$	—	$C_M(f \cdot X) \cdot f$	$\frac{T(X) \cdot 1000}{M(X)}$
**Молярная концентрация эквивалента $C_M(f \cdot X) = C_N(X)$, моль/л	$\frac{10 \cdot \rho \cdot \omega(X)}{M(f \cdot X)}$	$\frac{C_M(X)}{f(X)}$	—	$\frac{T(X) \cdot 1000}{M(f \cdot X)}$
**Титр $T(X)$, г/мл	$\frac{\rho \cdot \omega(X)}{100}$	$\frac{C_M(X) \cdot M(X)}{1000}$	$\frac{C_M(f \cdot X) \cdot M(f \cdot X)}{1000}$	—

5.2.3. Приготовление растворов

Приготовление растворов — это экспериментальная деятельность, которая имеет большое значение в аналитической химии, потому что правильность приготовления растворов существенно влияет на результаты проведенных анализов.

Существует несколько способов приготовления растворов:

- растворение известной массы химического вещества в массе или объеме растворителя;

- разбавление растворителем массы или объема раствора с известной массовой долей или концентрацией для получения раствора с меньшей массовой долей или концентрацией;
- смешивание определенных объемов или масс двух растворов одного и того же вещества с различной концентрацией для получения раствора с промежуточной концентрацией.

Для приготовления растворов с определенной массовой долей растворенного вещества необходимо знать плотность растворителя (г/мл), молекулярную формулу вещества в твердом состоянии, массу раствора и массовую долю растворенного в нем вещества.

В лабораторной практике массу растворителя и массу раствора не измеряют взвешиванием, а вычисляют, если известны их объем (мл) и плотность (г/мл) по формуле:

$$m(\text{г}) = V(\text{мл}) \cdot \rho(\text{г/мл})$$

Путем взвешивания на аналитических или лабораторных весах определяют только массы твердых веществ.

Масса вещества, необходимого для приготовления раствора с заданной массовой долей, вычисляется по формуле:

$$m(\text{X}), \text{ г} = \frac{\omega(\text{X}), \% \cdot m_{(\text{р-ра})}, \text{ г}}{100 \%}$$

После этого рассчитывают массу растворителя:

$$m_{(\text{растворителя})}, \text{ г} = m_{(\text{р-ра})} - m(\text{X})$$

Далее вычисляют объем растворителя:

$$V_{(\text{растворителя})}, \text{ мл} = \frac{m_{(\text{растворителя})}, \text{ г}}{\rho_{(\text{растворителя})}, \text{ г/мл}}$$

Плотность воды считается равной 1 г/см³ (1 г/мл). Органические растворители могут иметь плотность, отличную от 1 г/мл.

Массовая доля растворенного вещества в растворах обычно выражается с точностью до сотых долей процента (две цифры после запятой, последняя округляется).

Если твердое вещество представляет собой кристаллогидрат, то при расчетах учитывается его состав.

****Пример 1.** Вычислите объем воды и массу кристаллогидрата сульфата меди (II) ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), необходимые для приготовления 500 г раствора с массовой долей CuSO_4 12,5 %.

Дано:

$$m_{(\text{р-ра})} = 500 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 12,5 \%$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}), \text{ г} \text{ — ?}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}), \text{ мл} \text{ — ?}$$

Решение:

1. Вычисляем массу сульфата меди (II) CuSO_4 , который содержится в 500 г 12,5 %-ного раствора.

$$m(\text{CuSO}_4), \text{ г} = 500 \text{ г} \cdot \frac{12,5 \%}{100 \%} = 62,50 \text{ г}$$

2. Вычисляем молярные массы CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}; M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$$

3. Поскольку в одном моле кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 1 моль CuSO_4 , вычисляем массу кристаллогидрата, в которой содержится 62,5 г CuSO_4 :

$$\text{В } 250 \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots 160 \text{ г } \text{CuSO}_4$$

$$\text{х г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots 62,5 \text{ г } \text{CuSO}_4$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}), \text{ г} = \frac{250 \text{ г} \cdot 62,50 \text{ г}}{160 \text{ г}} = 97,66 \text{ г}$$

4. Зная массу кристаллогидрата, вычисляем массу воды.

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = m_{(\text{p-ра})} - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 500 - 97,66 = 402,34 \text{ г}$$

5. Вычисляем объем воды.

$$V_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{O})}, \text{ г}}{\rho_{(\text{H}_2\text{O})}, \text{ г/мл}} = \frac{402,34 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 402,34 \text{ мл}$$

Ответ: $V_{(\text{H}_2\text{O})} = 402,34 \text{ мл}$; $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 97,66 \text{ г}$.

При приготовлении растворов с концентрацией, выраженной в моль/л, необходимо знать объем раствора в л, молярную концентрацию (моль/л) и молярную массу вещества, которое необходимо растворить. Затем вычисляют необходимое количество вещества (моль):

$$v(X), \text{ моль} = C(X), \text{ моль/л} \cdot V_{(\text{p-ра})}, \text{ л}$$

Масса вещества, количество которого определено, рассчитывается по формуле:

$$m(X), \text{ г} = v(X), \text{ моль} \cdot M(X), \text{ г/моль}$$

В случае кристаллогидрата один моль безводного вещества содержится в одном моле кристаллогидрата, поэтому в расчетах применяют молярную массу кристаллогидрата. Образец вещества количественно переносят в сосуд соответствующего объема, добавляют воды примерно на 2/3 объема сосуда и перемешивают до полного растворения вещества. Затем к раствору добавляют растворитель до заданного объема.

В химическом анализе растворы часто готовят путем разбавления более концентрированных растворов. В таких случаях алгоритм расчета основан на законе разбавления.

Пример 2. Рассчитайте, какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 15 % и плотностью 1,12 г/мл необходимо разбавить водой, чтобы приготовить 300 г раствора серной кислоты с массовой долей 8 %. Какой объем воды потребуется и какова плотность приготовленного раствора?

Дано:

$$\begin{aligned} m_{2(\text{p-ра})} &= 300 \text{ г} \\ \omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 8 \% \\ \omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 15 \% \\ \rho_{1(\text{p-ра})} &= 1,12 \text{ г/мл} \\ V_{1(\text{p-ра})}, \text{ мл} &— ? \\ V_{(\text{H}_2\text{O})}, \text{ мл} &— ? \\ \rho_{2(\text{p-ра})}, \text{ г/мл} &— ? \end{aligned}$$

Решение:

1. Вычисляем массу серной кислоты, содержащейся в 300 г 8%-ного раствора.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 300 \text{ г} \cdot \frac{8 \%}{100 \%} = 24 \text{ г}$$

2. Вычисляем, в какой массе раствора с массовой долей 15 % содержится 24 г серной кислоты:

$$24 \text{ г} = m_{1(\text{p-ра})}, \text{ г} \cdot \frac{15 \%}{100 \%}$$

$$m_{1(\text{p-ра})} = 24 \text{ г} \cdot \frac{100 \%}{15 \%} = 160 \text{ г}$$

3. Вычисляем объем раствора серной кислоты, масса которого 160 г.

$$V_{1(\text{p-ра})} = \frac{160 \text{ г}}{1,12 \text{ г/мл}} = 142,86 \text{ мл}$$

4. Вычисляем массу и объем воды, которую необходимо добавить к 160 г 15%-ного раствора H_2SO_4 .

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = m_{2(\text{p-ра})} - m_{1(\text{p-ра})} = 300 \text{ г} - 160 \text{ г} = 140 \text{ г}$$

$$V_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{O})}, \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = \frac{140 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 140 \text{ мл}$$

5. Вычисляем объем раствора, полученного после добавления воды к 160 г 15%-ного раствора H_2SO_4 .

$$V_{2(\text{p-ра})} = V_{1(\text{p-ра})} + V_{(\text{H}_2\text{O})} = 142,86 \text{ мл} + 140 \text{ мл} = 282,86 \text{ мл}$$

6. Вычисляем плотность полученного раствора H_2SO_4 .

$$\rho_{2(\text{р-ра})} = \frac{m_{2(\text{р-ра}), \text{ г}}}{V_{2(\text{р-ра}), \text{ мл}}} = \frac{300 \text{ г}}{282,86 \text{ мл}} = 1,06 \text{ г/мл}$$

Ответ: $V_{1(\text{р-ра})}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 142,86 \text{ мл}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 140 \text{ мл}$; $\rho_{2(\text{р-ра})} = 1,06 \text{ г/мл}$.

Таким образом, для приготовления 300 г раствора с массовой долей серной кислоты 8 % необходимо разбавить 142,86 мл 15%-ного раствора серной кислоты 140 мл воды, в результате чего получится раствор с плотностью 1,06 г/мл.

Внимание! При разбавлении растворов серной кислоты с массовой долей менее 20 % допускается добавление воды к кислоте.

При смешивании двух растворов с разными массовыми долями или молярными концентрациями, масса или объем которых известны, получается раствор с промежуточной массовой долей или молярной концентрацией.

Существует множество вариантов выполнения вычислений в таких случаях, однако алгоритм сходен.

Пример 3. Вычислите массовую долю вещества в растворе, полученном при смешивании 200 г раствора гидроксида калия с массовой долей 15 % и 300 г раствора гидроксида калия с массовой долей 25 %.

Дано:

$$\begin{aligned} m_{1(\text{р-ра})} &= 200 \text{ г} \\ \omega_1\%(\text{KOH}) &= 15 \% \\ m_{2(\text{р-ра})} &= 300 \text{ г} \\ \omega_2\%(\text{KOH}) &= 25 \% \\ \omega_3\%(\text{KOH}) &= ? \end{aligned}$$

Решение:

Вычислим сумму масс KOH в обоих растворах.

$$m_1(\text{KOH}) = 200 \text{ г} \cdot \frac{15 \%}{100 \%} = 30 \text{ г}$$

$$m_2(\text{KOH}) = 300 \text{ г} \cdot \frac{25 \%}{100 \%} = 75 \text{ г}$$

$$m_3(\text{KOH}) = m_1(\text{KOH}) + m_2(\text{KOH}) = 30 \text{ г} + 75 \text{ г} = 105 \text{ г}$$

Вычислим массу приготовленного раствора.

$$m_{3(\text{р-ра})} = m_{1(\text{р-ра})} + m_{2(\text{р-ра})} = 200 \text{ г} + 300 \text{ г} = 500 \text{ г}$$

Определим массовую долю гидроксида калия в приготовленном растворе.

$$\omega_3\%(\text{KOH}) = \frac{105 \text{ г}}{500 \text{ г}} \cdot 100 \% = 21 \%$$

Ответ: $\omega_3(\text{KOH}) = 21 \%$.

При разбавлении растворов с концентрацией, выраженной в моль/л, для проведения расчетов применяется закон разбавления.

$$C_1(X) \cdot V_1(X) = C_2(X) \cdot V_2(X)$$

Пример 4. Вычислите молярную концентрацию раствора, приготовленного путем смешивания 500 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,24 моль/л и 300 мл раствора HCl с молярной концентрацией 0,80 моль/л.

Дано:

$$\begin{aligned} V_{1(\text{р-ра})} &= 500 \text{ мл} \\ C_1(\text{HCl}) &= 0,24 \text{ моль/л} \\ V_{2(\text{р-ра})} &= 300 \text{ мл} \\ C_2(\text{HCl}) &= 0,80 \text{ моль/л} \\ C_3(\text{HCl}) &= ? \end{aligned}$$

Решение:

Согласно закону разбавления:

$$v_3(\text{HCl}), \text{ моль} = v_1(\text{HCl}), \text{ моль} + v_2(\text{HCl}), \text{ моль}$$

$$v(X), \text{ моль} = C(X), \text{ моль/л} \cdot V(X), \text{ л}$$

Объем в этом уравнении может быть выражен не только в литрах, а и в других единицах, но одинаковых в обеих частях уравнения.

Объем приготовленного раствора составляет 500 мл + 300 мл = 800 мл = 0,8 л. Обозначим $C_3(\text{HCl})$ как X.

$$\begin{aligned} 0,24 \text{ моль/л} \cdot 0,5 \text{ л} + 0,80 \text{ моль/л} \cdot 0,3 \text{ л} &= 0,8 \text{ л} \cdot X \\ 0,12 + 0,24 &= 0,8X \end{aligned}$$

$$X = \frac{0,36 \text{ моль}}{0,8 \text{ л}} = 0,45 \text{ (моль/л)}$$

Ответ: $C_M(\text{HCl}) = 0,45 \text{ моль/л}$.

Пример 5. Определите, какой объем раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 5 моль/л необходимо смешать с 1,5 л раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,2 моль/л, чтобы получить раствор с концентрацией уксусной кислоты 0,8 моль/л.

Дано:

$$V_{1(\text{р-ра})} = 1,5 \text{ л}$$

$$C_1(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$C_2(\text{CH}_3\text{COOH}) = 5,0 \text{ моль/л}$$

$$C_3(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,80 \text{ моль/л}$$

$$V_{2(\text{р-ра})}, \text{ мл} \text{ — ?}$$

Решение:

Обозначим объем раствора 2 через X и введем в выражение закона разбавления.

$$0,2 \text{ моль/л} \cdot 1,5 \text{ л} + 5 \text{ моль/л} \cdot X \text{ л} = (1,5 + X) \text{ л} \cdot 0,8 \text{ моль/л}$$

$$0,3 \text{ моль} + (5 \cdot X) = 1,2 + 0,8X$$

$$0,3 + 5X - 1,2 - 0,8X = 0$$

$$-4,2X = -0,9$$

$$X = 0,2143 \text{ л} = 214,30 \text{ мл}$$

Объем раствора уксусной кислоты, который необходимо добавить, равен 214,30 мл.

Ответ: $V_{2(\text{р-ра})} = 214,30 \text{ мл}$.

В некоторых случаях необходимо приготовить раствор более высокой концентрации из раствора с меньшей концентрацией путем растворения твердого вещества в последнем. Если масса добавляемого вещества не превышает примерно 20 г на 1 л раствора, то считается, что объем раствора не увеличивается при растворении вещества. При этом увеличивается только масса раствора.

Пример 6. Вычислите, какую массу гидроксида натрия необходимо добавить к 500 мл раствора NaOH с молярной концентрацией 0,15 моль/л, чтобы получить раствор с молярной концентрацией 0,25 моль/л.

Дано:

$$V_{1(\text{р-ра})} = 500 \text{ мл}$$

$$C_1(\text{NaOH}) = 0,15 \text{ моль/л}$$

$$C_2(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ моль/л}$$

$$m(\text{NaOH}) \text{ — ?}$$

Решение:

Вычислим количество вещества NaOH, содержащееся в 500 мл раствора с молярной концентрацией 0,15 моль/л и 0,25 моль/л.

$$v_1(\text{NaOH}), \text{ моль} = 0,15 \text{ моль/л} \cdot 0,5 \text{ л} = 0,075 \text{ моль}$$

$$v_2(\text{NaOH}), \text{ моль} = 0,25 \text{ моль/л} \cdot 0,5 \text{ л} = 0,125 \text{ моль}$$

Вычислим количество вещества и массу NaOH, который нужно добавить в исходный раствор.

$$v_3(\text{NaOH}), \text{ моль} = v_2(\text{NaOH}), \text{ моль} - v_1(\text{NaOH}), \text{ моль} = 0,25 \text{ моль} - 0,075 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaOH}) = v(\text{NaOH}), \text{ моль} \cdot M(\text{NaOH}), \text{ г/моль}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 2,00 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaOH}) = 2,00 \text{ г}$.

****Задача 7.** Определите, какую массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно добавить к 800 г раствора с массовой долей 12 %, чтобы получить раствор с массовой долей 16 %.

Дано:

$$m_{1(\text{р-ра})} = 800 \text{ г}$$

$$\omega_1(\text{CuSO}_4) = 12 \%$$

$$\omega_2(\text{CuSO}_4) = 16 \%$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}), \text{ г} \text{ — ?}$$

Решение:

Вычислим молярные массы $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и CuSO_4 .

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$$

Обозначим массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, которую нужно добавить для получения заданного раствора через X. Тогда масса CuSO_4 , которая содержится в X г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

в 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 160 г CuSO_4 ;

в X г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ будет содержаться a г CuSO_4

$$a = \frac{160x}{250} = 0,64X$$

Вычислим массу сульфата меди (II), содержащегося в 800 г 12%-ного раствора.

$$m_1(\text{CuSO}_4) = 800 \text{ г} \cdot \frac{12 \%}{100 \%} = 96 \text{ г}$$

Выразим массу раствора и массу CuSO_4 , которые получатся при растворении X г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в исходном растворе.

$$m(\text{CuSO}_4) = 96 \text{ г} + 0,64X \text{ г}$$

$$m_{2(\text{р-ра})} = 800 \text{ г} + X \text{ г}$$

Определим массу кристаллогидрата, при растворении которого в исходном растворе получится 16%-ный раствор.

$$16 \% = \frac{96 \text{ г} + 0,64 X}{800 + X} \cdot 100 \%, \text{ откуда } X = 66,67 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 66,67 \text{ г}$.

Точность, с которой рассчитывают и используют массы и объемы растворов, зависит от того, для каких целей эти растворы применяются. Как правило, в качественном анализе концентрации растворов выражают с точностью до десятых долей процента (одна цифра после запятой). В количественном анализе молярные концентрации выражаются до десятичных долей моль/л (четыре знака после запятой). Растворы с концентрацией, выраженной в процентах, в объемном анализе не используют.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Перечислите основные характеристики гомогенных систем.
2. Назовите типы растворов и их особенности.
3. Приведите примеры гомогенных газовых, жидких и твердых систем.
4. Дайте определение понятию «раствор» и перечислите его компоненты.
5. Приведите примеры насыщенных растворов, применяемых в пищевой промышленности.
6. Назовите типы растворов в зависимости от агрегатного состояния компонентов и приведите примеры.
7. Определите особенности насыщенных и ненасыщенных растворов.
8. Что показывает состав раствора и каковы способы его выражения?
9. Зная исходные формулы и пользуясь *таблицей 5.1* (с. 122), выведите формулы для пересчета концентрации из одного способа выражения в другой.
- **10. Рассчитайте массовую долю сульфата меди (II) в растворе, полученном растворением медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) массой 5,00 г в воде объемом 95 мл.
 Ответ: $\omega(\text{CuSO}_4) = 3,2 \%$
11. Рассчитайте массу (г) хлорида натрия и объем воды, необходимые для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей растворенного вещества 25 %.
 Ответ: $m(\text{NaCl})=75 \text{ г}; V(\text{H}_2\text{O}) = 225 \text{ мл}$
12. Рассчитайте массу (г) хлороводорода, содержащегося в растворе объемом 200 мл, с массовой долей растворенного вещества 15 % и плотностью 1,072 г/мл.
 Ответ: $m(\text{HCl}) = 32,16 \text{ г}$
13. Рассчитайте массу (г) гидроксида натрия, который необходимо добавить к раствору массой 100 г с массовой долей NaOH 10 %, для получения раствора с массовой долей растворенного вещества 20 %.
 Ответ: $m(\text{NaOH}) = 12,50 \text{ г}$
14. Рассчитайте объем воды, который необходимо добавить к раствору NaOH объемом 100 мл с молярной концентрацией $C_M(\text{NaOH}) = 0,2$ моль/л, чтобы получить раствор с молярной концентрацией растворенного вещества 0,05 моль/л.
 Ответ: $V(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ мл}$
15. Определите объем воды, который необходимо добавить к 2000 г раствора фосфорной кислоты с массовой долей 40 % и плотностью 1,25 г/мл, чтобы приготовить раствор с молярной концентрацией H_3PO_4 равной 2,50 моль/л.
 Ответ: $V(\text{H}_2\text{O}) = 1665,32 \text{ мл}$

16. Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию гидроксида натрия в растворе, содержащем NaOH массой 4,00 г в одном литре раствора ($\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/мл}$).

Ответ: $C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ моль/л}$; $\omega(\text{NaOH}) = 0,4 \%$

**17. Вычислите массу серной кислоты, содержащейся в 250 мл раствора с концентрацией $C_{\text{M}}(1/2\text{H}_2\text{SO}_4)$, равной 0,15 моль/л.

Ответ: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,8388 \text{ г}$

**18. Какой объем воды нужно добавить к 200 мл раствора, титр которого $T(\text{KMnO}_4) = 0,004741 \text{ г/мл}$, чтобы получить раствор с $C_{\text{M}}(1/5\text{KMnO}_4)$, равной 0,0500 моль/л.

Ответ: $V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл}$

**19. Рассчитайте, какой объем раствора щавелевой кислоты нормальной концентрации 0,2000 моль/л следует добавить к 500 мл раствора той же кислоты с молярной концентрацией 0,0250 моль/л, чтобы приготовить раствор $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ с $C_{\text{M}}(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$, равной 0,1000 моль/л.

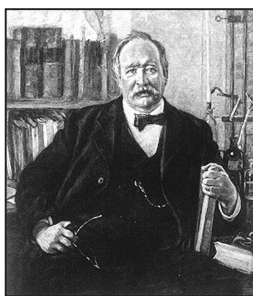
Ответ: $V_{(\text{р-ра})}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 375 \text{ мл}$

Электролитическая диссоциация

5.3. в растворах

Ключевые понятия

- Растворение
- Электролит
- Электролитическая диссоциация
- Слабый электролит
- Сильный электролит
- Реакции ионного обмена



**СВАНТЕ АВГУСТ
АРРЕНИУС**
(1859–1927)

Шведский физик и химик. Автор теории электролитической диссоциации (1887). Лауреат Нобелевской премии в области химии (1903).

5.3.1. Процессы, протекающие при растворении веществ в воде

Растворяясь в воде, химические вещества проявляют разные свойства. Например, некоторые вещества (кислоты, основания, соли) образуют растворы, проводящие электрический ток.

Причину электропроводности растворов кислот, оснований, солей объяснил шведский ученый (физик и химик) Сванте Август Аррениус, который разработал теорию электролитической диссоциации. Согласно этой теории, ионные кристаллические решетки и молекулы ряда химических веществ в растворах под действием молекул растворителя распадаются на отдельные заряженные частицы, которые называются ионами, а сам процесс распада молекул называется *электролитической диссоциацией*. Каждое вещество при диссоциации образует два типа ионов: с положительным зарядом — *катионы* и с отрицательным — *анионы*. При электролитической диссоциации сумма зарядов ионов, образующихся в результате диссоциации, равна заряду частицы, подвергающейся диссоциации. Раствор в целом является электронейтральным.



Химические вещества, расплавы и растворы которых проводят электрический ток, называются *электролитами*.

Электролитическая диссоциация является процессом обратимым, поэтому в растворах электролитов наряду с ионами находятся недиссоциированные молекулы. Наличие ионов в растворах и расплавах электролитов и обуславливает их электропроводность.

Существует ряд веществ, растворимых в воде, однако их растворы не проводят электрический ток (сахар, спирт, глицерин, мочевины и др.). Такие вещества называются *неэлектролитами*.



Электролитическая диссоциация — процесс распада электролита на ионы при его расплавлении или под действием молекул растворителя при растворении.

В зависимости от природы вещества и его концентрации процесс диссоциации может быть различным. В разбавленных растворах веществ с ионными или сильно полярными ковалентными связями равновесие процесса диссоциации смещено вправо, то есть вещество практически нацело диссоциировано на ионы. Такие электролиты называют *сильными*. В этом случае опускают знак обратимости и записывают процесс диссоциации в виде стрелочки, направленной в одну сторону. Этот вид записи не противоречит обратимости процесса диссоциации, но указывает на почти полное смещение равновесия вправо:



В случае веществ со слабо полярными связями диссоциация проявляется не столь сильно. В таких растворах наряду с ионами присутствует большое количество молекул растворенного вещества. Это *слабые* электролиты. В уравнениях реакций диссоциации это указывается с помощью знака обратимости.

В разбавленных водных растворах сильные электролиты диссоциируют полностью.

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Фосфорная кислота диссоциирует по первой ступени как сильный электролит:



А по следующим двум ступеням — как слабый электролит:

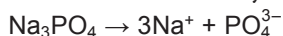


Гидроксид кальция диссоциирует как сильный электролит по двум ступеням:



После каждой ступени процесс диссоциации ослабевает.

Растворимые соли диссоциируют полностью, нет ступенчатой диссоциации:



5.3.2. Концентрация ионов в растворах

При растворении в воде одни вещества распределяются в растворе в виде гидратированных молекул, другие — диссоциируют на ионы.

Компонентами растворов неэлектролитов являются гидратированные молекулы. Число находящихся в растворе гидратированных молекул равно числу растворенных молекул. Концентрация компонентов раствора равна молярной концентрации растворенного вещества и называется *аналитической концентрацией*.

Хлорид натрия NaCl в разбавленном растворе полностью диссоциирует на ионы:



Так как при диссоциации соли количеством вещества 1 моль образуется 1 моль ионов Na^+ и 1 моль ионов Cl^- , то молярные концентрации ионов натрия и хлора равны молярной концентрации соли. Таким образом, молярные концентрации ионов Cl^- и Na^+ равны аналитической концентрации хлорида натрия.

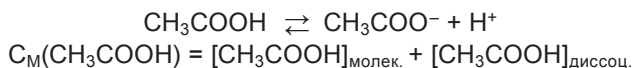
В случае раствора серной кислоты с молярной концентрацией 0,1 моль/л в растворе при полной диссоциации образуется такое же количество сульфат-ионов SO_4^{2-} и в два раза больше ионов водорода: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Поэтому молярная концентрация сульфат-ионов равна 0,1 моль/л, а ионов водорода — $(0,1 \cdot 2) = 0,2$ моль/л. Аналитическая концентрация серной кислоты равна молярной концентрации сульфат-ионов, а молярная концентрация ионов водорода в два раза больше.

При диссоциации вещества с общей формулой K_nA_m : $K_nA_m \rightarrow nK^{m+} + mA^{n-}$ молярные концентрации ионов можно выразить, исходя из аналитической концентрации вещества:

$$[K^{m+}] = nC_M(K_nA_m)$$

$$[A^{n-}] = mC_M(K_nA_m)$$

В растворах частично диссоциированных веществ присутствуют как ионы, так и молекулы. Например, в растворе уксусной кислоты присутствуют ионы водорода, ацетат-ионы и недиссоциированные молекулы кислоты. В таких случаях аналитическая концентрация кислоты равна сумме концентраций диссоциированных и недиссоциированных молекул при равновесии:



Молярные концентрации компонентов в состоянии равновесия записывают в квадратных скобках и называют равновесными концентрациями.

Концентрацию диссоциированных молекул $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{диссоц.}}$ можно выразить через концентрацию соответствующих ионов: $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{диссоц.}} = [\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$.

Следовательно, аналитическую концентрацию уксусной кислоты можно выразить через концентрацию компонентов в следующем виде:

$$C_M(\text{CH}_3\text{COOH}) = [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{молек.}} + [\text{H}^+] \text{ или}$$

$$C_M(\text{CH}_3\text{COOH}) = [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{молек.}} + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

Из изложенного следует, что для количественного определения какого-либо вещества в растворе недостаточно определить содержание только одного компонента, получаемого при растворении анализируемого соединения, потому что его концентрация не всегда равна аналитической концентрации вещества. Необходимо знать все компоненты раствора, образующиеся при растворении вещества, соотношения между их концентрациями и методы их расчета.

5.3.3. Количественные характеристики процесса диссоциации

Степень электролитической диссоциации. В растворах слабых электролитов растворенное вещество не полностью распадается на ионы. Часть растворенного вещества находится в недиссоциированном виде.



Отношение числа диссоциированных молекул растворенного вещества к общему числу молекул электролита, введенного в раствор, называется *степенью электролитической диссоциации* и обозначается греческой буквой α (альфа).

$$\alpha = \frac{\text{Число диссоциированных молекул}}{\text{Общее число молекул электролита в растворе}} \quad (5.6)$$

Например, если в литре раствора содержится 0,05 моль уксусной кислоты, а на ионы распалось лишь 0,001 моль, тогда степень диссоциации равна:

$$\alpha = 0,001/0,05 = 0,02$$

Следовательно, в данном растворе в виде ионов находится лишь 0,02 части от общего числа молекул, введенных в раствор, а 0,98 частей остались в недиссоциированном виде.

Чаще всего степень диссоциации измеряют в процентах:

$$\alpha, (\%) = \frac{C_{(\text{продиссоц.})}}{C_{(\text{общ.})}} \cdot 100 \% \quad (5.7)$$

Ключевые понятия

- Слабые электролиты
- Степень диссоциации
- Константа диссоциации
- Ионизация воды
- Ионное произведение воды
- Водородный показатель

Для 0,05М раствора уксусной кислоты имеем:

$$\alpha, (\%) = 0,001 / 0,05 \cdot 100 \% = 2 \%$$

По способности диссоциировать в растворе все электролиты можно разделить на *сильные* и *слабые*. Для сильных электролитов степень диссоциации стремится к единице, для слабых электролитов — к нулю.

Используя величину степени диссоциации, можно предложить деление электролитов на три группы: *сильные*, *слабые* и *электролиты средней силы*. Электролиты, которые в растворах с концентрацией $\approx 0,1$ моль/л имеют степень диссоциации $\alpha \geq 0,3$ (30 %), являются *сильными электролитами*. Известно, что сильные электролиты находятся в растворах в основном в виде ионов. Число диссоциированных молекул намного больше числа недиссоциированных. К этой группе относится часть минеральных кислот (хлороводородная, бромоводородная, иодоводородная, азотная, серная, хлорная и др.), щелочи (гидроксиды натрия, калия, бария, кальция и др.) и большинство растворимых солей.

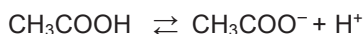
Электролиты, степень диссоциации которых находится в пределах $0,3 - 0,05$ ($30 \% > \alpha > 5 \%$), относят к *электролитам средней силы*. К этой группе можно отнести фосфорную кислоту (по средней величине степени диссоциации по всем ступеням), сернистую кислоту и др. Число диссоциированных молекул сравнимо с числом недиссоциированных молекул.

К *слабым электролитам* относят электролиты, степень диссоциации которых составляет меньше 0,05 ($\alpha < 5 \%$). В эту группу входят вода, уксусная, азотистая, угольная, сероводородная, фтороводородная, циановодородная, хлористая, борная кислоты, а также гидроксид аммония и др.

Степень диссоциации — это абстрактное число, значение которого зависит от природы растворенного вещества и растворителя, от температуры и концентрации. При разбавлении растворов степень диссоциации увеличивается, приближаясь к единице, а с увеличением концентрации раствора она уменьшается.

При повышении температуры раствора слабого электролита степень диссоциации электролита α увеличивается, если процесс диссоциации сопровождается поглощением тепла. Если диссоциация сопровождается выделением тепла, то степень диссоциации электролита α уменьшается.

****Константа электролитической диссоциации.** Электролитическая диссоциация молекул слабых электролитов в растворе представляет собой обратимый процесс, равновесие которого смещено влево. Например, диссоциация уксусной кислоты выражается уравнением:



Как и в любом обратимом процессе, здесь устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами уксусной кислоты (CH_3COOH) и ионами (CH_3COO^- и H^+). Применив закон действующих масс, получим уравнение:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (5.8)$$

Где K — константа электролитической диссоциации.

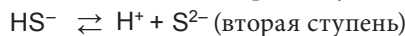


Константа электролитической диссоциации представляет собой отношение произведения равновесных концентраций ионов, на которые диссоциирует электролит, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов, к равновесной концентрации недиссоциированных молекул.

Понятие константы электролитической диссоциации справедливо только для слабых электролитов и электролитов средней силы. Для сильных электролитов константа электролитической диссоциации теряет смысл, так как концентрация недиссоциированных молекул стремится к нулю, а сама константа приобретает неопределенные значения. Пользуясь значениями

констант, электролиты можно сравнивать между собой. Чем больше константа диссоциации, тем в большей степени диссоциирован электролит (тем он сильнее). Например, азотистая кислота ($K(\text{HNO}_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$) более сильный электролит, чем уксусная ($K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$).

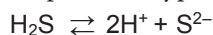
Для электролитов, диссоциирующих по ступеням, каждая ступень диссоциации характеризуется своим значением константы. Например, диссоциацию сероводородной кислоты можно представить следующими уравнениями:



Соответственно константы диссоциации на каждой ступени равны:

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 1,0 \cdot 10^{-7} \quad K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = 2,5 \cdot 10^{-13} \quad (5.9)$$

Суммарный процесс диссоциации выражается уравнением:

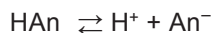


и характеризуется общей константой электролитической диссоциации:

$$K_{\text{общ.}} = K_1 \cdot K_2 = \frac{[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 2,5 \cdot 10^{-20} \quad (5.10)$$

На основании закона действующих масс и понятия *степени диссоциации* можно вывести математическую зависимость между константой и степенью диссоциации.

Диссоциацию слабых одноосновных кислот в общем виде можно выразить уравнением:



Тогда константа электролитической диссоциации будет выражаться уравнением:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{An}^-]}{[\text{HAn}]} \quad (5.11)$$

Если обозначить молярную концентрацию кислоты как C , а степень диссоциации кислоты как α , то концентрация каждого из ионов будет равна $C \cdot \alpha$, концентрация недиссоциированных молекул — $(C - C \cdot \alpha)$ или $C(1 - \alpha)$. Подставив эти значения в уравнение константы диссоциации, получим:

$$K = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1 - \alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (5.12)$$

Полученное уравнение устанавливает взаимосвязь между константой диссоциации $K_{\text{дис.}}$, степенью диссоциации α и концентрацией электролита C . При помощи этого уравнения можно рассчитать степень диссоциации при различных концентрациях, а также увидеть, что с уменьшением концентрации электролита степень диссоциации возрастает. Например, при разбавлении в десять раз децимолярного (0,1М) раствора уксусной кислоты степень диссоциации увеличивается более чем в три раза (от 1,32 % до 4,18 %). Так как выражение (5.12) показывает влияние концентрации (разбавления) на степень диссоциации электролита, то оно является математическим выражением *закона разбавления*. В случае не очень разбавленных растворов слабых электролитов степень диссоциации столь мала ($\alpha < 0,05$), что разность $(1 - \alpha)$ можно считать равной единице. Учитывая это, выражение 5.12 упрощается:

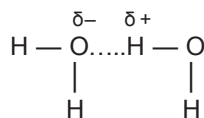
$$K = C\alpha^2, \text{ откуда } \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} \quad (5.13)$$

В отличие от степени диссоциации, константа диссоциации слабого электролита имеет постоянное значение и не зависит от концентрации электролита, а только от температуры раствора.

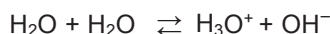
5.3.4. Диссоциация воды. Ионное произведение воды

Двойственный характер воды в процессе диссоциации

«Разрушительный» характер молекул воды, возникающий при растворении веществ с ионной или ковалентной полярной связью, не ослабевает даже в отсутствие растворяемого вещества. Молекулы воды атакуют друг друга, взаимодействуя противоположно заряженными полюсами.



В результате таких атак полярные связи Н–О поляризуются еще сильнее. В случае, когда две молекулы атакованы большим числом соседних молекул, сила действия которых превышает силу химической связи Н–О, в итоге происходит ее разрыв. В результате одна из атакованных молекул распадается, уступая водород другой молекуле, а сама превращается в гидроксид-ион. В свою очередь, молекула, присоединившая катион водорода, образует ион гидроксония H_3O^+ . Таким образом в воде появляется незначительное число ионов, обеспечивающих ее слабую электропроводность. Этот процесс представляет собой *ионизацию воды (автопротолиз)* и выражается уравнением:



Для упрощения часто используют сокращенную форму:



Следовательно, в процессе диссоциации вода проявляет двойственный характер, образуя катионы водорода H^+ и гидроксид-анионы OH^- , которые придают растворам разные свойства.

Применив закон действующих масс к процессу диссоциации воды, получаем выражение константы диссоциации, которая равна $1,8 \cdot 10^{-16}$:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (5.15)$$

Так как вода — очень слабый электролит, то концентрация недиссоциированных молекул воды $[\text{H}_2\text{O}]$ — величина практически постоянная (при 25°C), численно равная общей концентрации воды. Общую концентрацию воды можно рассчитать из отношения массы одного литра воды к молярной массе воды:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1\,000\text{ г}}{1\text{ л} \cdot 18\text{ г/моль}} = 55,5556\text{ моль/л}$$

Подставив это значение в выражение 5.15, получим:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (5.16)$$

Произведение двух констант ($K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$) есть величина постоянная, которая обозначается K_w и называется *ионным произведением воды*. При температуре 25°C ионное произведение воды K_w равно $1 \cdot 10^{-14}$:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5556 = 10^{-14} = 1 \cdot 10^{-14} \quad (5.17)$$

Величина ионного произведения воды показывает, что вода диссоциирует незначительно и концентрации ионов H^+ и OH^- очень малы.

Согласно выражению 5.14, концентрации ионов H^+ и OH^- в воде равны между собой и, если ионное произведение воды равно 10^{-14} , то значение их концентраций равно:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}\text{ моль/л}$$

Выполните!

Объясните, почему процесс ионизации воды называется автопротолизом.

В чистой воде $[H^+] = [OH^-]$. Водные растворы, в которых концентрации H^+ и OH^- равны, имеют *нейтральную среду*.

Так как величина ионного произведения воды является величиной постоянной, то концентрации ионов $[H^+]$ и $[OH^-]$ обратно пропорциональны. А значит, любое увеличение концентрации одного иона ведет к уменьшению концентрации другого.

Таким образом, если концентрации ионов водорода больше значения 10^{-7} , то концентрации гидроксид-ионов принимают значения меньше 10^{-7} . Верно и обратное утверждение: если концентрации гидроксид-ионов больше значения 10^{-7} , то концентрации ионов водорода принимают значения меньше 10^{-7} . Несмотря на то, что концентрации $[H^+]$ и $[OH^-]$ очень малы, они ни в коем случае не равны нулю, так как тогда и ионное произведение воды должно принимать нулевое значение. Следовательно, в растворах сильных кислот помимо ионов H^+ имеются и ионы OH^- , а в растворах щелочей вместе с ионами OH^- содержатся ионы H^+ .

Растворы, в которых концентрация ионов водорода $[H^+]$ превышает концентрацию гидроксид-ионов $[OH^-]$, имеют кислую среду и называются *кислыми растворами*. Если же концентрация гидроксид-ионов $[OH^-]$ превышает концентрацию ионов водорода $[H^+]$, то растворы имеют щелочную среду и называются *щелочными растворами*.

Таблица 5.2. Характеристика растворов в зависимости от концентрации ионов $[H^+]$ и $[OH^-]$

Реакция среды	$[H^+]$, моль/л	$[OH^-]$, моль/л
кислая	$[H^+] > 10^{-7}$	$[OH^-] < 10^{-7}$
нейтральная	$[H^+] = 10^{-7}$	$[OH^-] = 10^{-7}$
щелочная	$[H^+] < 10^{-7}$	$[OH^-] > 10^{-7}$

Согласно выражению 5.17, если известна концентрация одного из ионов, можно рассчитать концентрацию другого.

Расчет концентраций $[H^+]$ и $[OH^-]$ в растворах сильных кислот и оснований

Пример 1. Рассчитайте концентрацию ионов $[OH^-]$ в растворе, в котором концентрация ионов $[H^+]$ равна $2,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Решение: Исходя из выражения ионного произведения воды, концентрация $[OH^-]$ составит:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$$

Подставив данные из условия задачи, рассчитаем значение:

$$[OH^-] = 10^{-14} / 2,5 \cdot 10^{-4} = 4 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

Ответ: $[OH^-] = 4 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

Ионное произведение воды K_w очень важно. Оно позволяет рассчитать концентрацию ионов водорода $[H^+]$ в любом водном растворе, если известно значение концентрации гидроксид-ионов (и наоборот).

В водных растворах кислот наряду с ионами водорода, полученными в результате диссоциации кислоты, существуют и ионы водорода, образовавшиеся при диссоциации воды. Таким образом, общая концентрация ионов водорода в кислых растворах представляет собой сумму концентраций ионов водорода, полученных в результате диссоциации кислоты и воды:

$$[H^+]_{\text{общ.}} = [H^+]_{\text{вод.}} + [H^+]_{\text{кисл.}}$$

Если $[H^+]_{\text{кисл.}} > 1 \cdot 10^{-5}$ моль/л, то концентрацией ионов водорода, образованных в результате диссоциации воды, можно пренебречь и тогда $[H^+]_{\text{общ.}} = [H^+]_{\text{кисл.}}$. Если кислота диссоциирует полностью, то $[H^+]_{\text{кисл.}} = C_{N(\text{кисл.})}$. Так как ионное произведение воды характеризует все водные растворы, то очевидно, что эта концентрация ионов водорода удовлетворяет условиям, предусмотренным выражением для K_{H_2O} . Следовательно, ионное произведение воды можно применять для расчета концентрации гидроксид-ионов $[OH^-]$ в растворах кислот.

Пример 2. Рассчитайте концентрацию гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$ в растворе соляной кислоты, концентрация которой равна 10^{-2} моль/л.

Решение: Соляная кислота является сильной кислотой и в растворах диссоциирует практически полностью: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$



Учитывая, что, $[\text{H}^+]_{\text{кисл.}} = C_{\text{M}(\text{HCl})}$, можно использовать выражение:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{K_w}{C_{\text{M}(\text{HCl})}}$$

Подставив численные значения, рассчитаем концентрацию гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} \text{ моль/л}$$

Ответ: $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

Такие же рассуждения верны и для расчета концентрации ионов водорода в растворах щелочей:

$$[\text{OH}^-]_{\text{общ.}} = [\text{OH}^-]_{\text{вод.}} + [\text{OH}^-]_{\text{щ.}}; \text{ если } [\text{OH}^-]_{\text{щ.}} \geq 1 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

$$\text{получим, что } [\text{OH}^-]_{\text{общ.}} = [\text{OH}^-]_{\text{щ.}}; [\text{OH}^-]_{\text{щ.}} = C_{\text{N}(\text{щ.})}.$$

Пример 3. Рассчитайте концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$ в растворе гидроксида калия, молярная концентрация которого равна 0,001 моль/л.

Решение: Гидроксид калия в водных растворах диссоциирует практически полностью: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$



Для вычислений применим формулу:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{C_{\text{M}(\text{KOH})}}$$

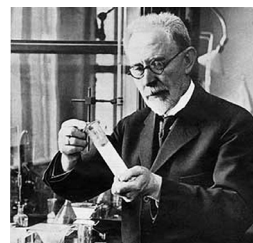
Подставив численные значения, находим $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ моль/л}$$

Ответ: $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

Выполните!

Объясните, в каких пределах меняются концентрации ионов H^+ и OH^- в растворах с кислой и щелочной реакцией.



**СЁРЕН ПЕТЕР ЛАУРИЦ
СЁРЕНСЕН**
(1868–1939)

Датский биохимик.
Ввел понятие водородно-го показателя pH.

5.3.5. Водородный показатель pH

Из-за очень маленьких числовых значений величин концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов пользоваться ими не совсем удобно. В 1909 году датский биохимик Сёренсен предложил использовать для этого отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода, который называется *водородным показателем* и обозначается как *pH*:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Одновременно с понятием водородного показателя начали пользоваться понятием *гидроксидный* (или *гидроксильный*) *показатель*, который обозначается как *pOH* и, подобно водородному показателю, равен отрицательному десятичному логарифму концентрации гидроксид-ионов:

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

Если прологарифмировать выражение ионного произведения воды, поменяв знаки, получим:

$$-\lg [\text{H}^+] + (-\lg [\text{OH}^-]) = -\lg K_w = -\lg 10^{-14} \quad (5.18)$$

Откуда:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



Сумма водородного и гидроксидного показателей для любого водного раствора является величиной постоянной. При температуре 25 °C она равна 14.

В кислых растворах $\text{pH} < 7$, а $\text{pOH} > 7$, в нейтральных растворах — $\text{pH} = \text{pOH} = 7$; в щелочных — $\text{pH} > 7$ и $\text{pOH} < 7$.

Значение рН характеризует среду раствора не только качественно, но и количественно. Кислотность любого раствора увеличивается с уменьшением рН (и наоборот). Например, раствор с рН = 2 более кислый, чем раствор с рН = 5.



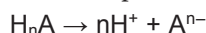
С ростом кислотности растворов значение рН уменьшается, а с ростом основности — увеличивается.

По значению рН растворы можно классифицировать следующим образом: сильнокислые растворы характеризуются значениями рН от 0 до 3, слабокислые — от 5 до 7, слабощелочные — от 7 до 9, сильнощелочные — от 11 до 14.

Зная концентрацию ионов водорода $[H^+]$, можно рассчитать рН раствора, и наоборот — из значения рН можно рассчитать концентрацию ионов водорода в растворе.

Расчет рН растворов сильных кислот и оснований

В разбавленных растворах сильные кислоты практически нацело диссоциированы:



Суммарная концентрация ионов водорода в растворе равна сумме концентраций этих ионов, образованных как при диссоциации кислоты, так и при диссоциации воды. Если соотношение $[H^+]_{\text{кисл.}}/[H^+]_{\text{вод.}} > 100$, то концентрацией ионов водорода, полученных при диссоциации воды, можно пренебречь. В таких случаях концентрация ионов водорода в этих растворах будет определяться только концентрацией ионов водорода, полученных при диссоциации кислоты:

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg C_M(H_nA) \cdot n \quad (5.19)$$

**Концентрация ионов водорода будет равна нормальной концентрации кислоты:

$$[H^+] = C_N(H_nA)$$

Соответственно:

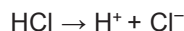
$$pH = -\lg[H^+] = -\lg C_N(H_nA)$$

Для сильных одноосновных кислот $C_N = C_M$, поэтому $pH = -\lg[H^+] = -\lg C_M(HA)$.

Таким образом, для расчетов $[H^+]$ и рН раствора сильной кислоты необходимо знать концентрацию кислоты и способ ее диссоциации в водном растворе. Выражение 5.19 справедливо для расчета рН растворов сильных многоосновных кислот.

Пример 1. Рассчитайте рН раствора соляной кислоты, молярная концентрация которой равна 0,0023 моль/л.

Решение: Соляная кислота является сильной кислотой. Следовательно, в растворе она полностью диссоциирована. Поскольку $[H^+]_{\text{HCl}}/[H^+]_{\text{вод.}} > 100$, получаем: $[H^+]_{\text{общ.}} = [H^+]_{\text{HCl}} = C_M(\text{HCl})$



$$[H^+]_{\text{общ.}} = C_M(\text{HCl})$$

Тогда:

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg C_M(\text{HCl}) = -\lg 0,0023 = 2,64$$

Ответ: рН = 2,64.

Пример 2. Рассчитайте концентрацию ионов водорода в растворе, рН которого равен 3,6.

Решение: Если $pH = -\lg [H^+]$, то $[H^+] = 10^{-pH}$. Следовательно, концентрация ионов водорода в данном растворе составляет:

$$[H^+] = 10^{-3,6} = 2,51 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Подобно сильным кислотам, сильные основания в разбавленных растворах практически нацело диссоциированы:



Суммарная концентрация ионов OH^- в таких растворах представляет собой сумму концентраций гидроксид-ионов, полученных при диссоциации щелочи и при диссоциации воды:

$$[\text{OH}^-]_{\text{общ.}} = [\text{OH}^-]_{\text{щел.}} + [\text{OH}^-]_{\text{вод.}}$$

Если концентрация ионов OH^- , образованных при диссоциации щелочи, в 100 и более раз больше, чем при диссоциации воды, значением последней можно пренебречь и концентрация $[\text{OH}^-]_{\text{общ.}}$ может быть равна $[\text{OH}^-]_{\text{щел.}}$. Таким образом, в растворах щелочей:

$$[\text{OH}^-] = C_M(\text{Me}(\text{OH})_n) \cdot n; \quad p\text{OH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg C_M(\text{Me}(\text{OH})_n) \cdot n \quad (5.20)$$

Для сильных одноосновных оснований $C_N = C_M$, поэтому $[OH^-] = C_M(MeOH)$

Пример 3. Рассчитайте pH раствора гидроксида калия, молярная концентрация которого равна 0,0014 моль/л.

Решение: Способ 1. Гидроксид калия является сильным основанием, и в растворе он практически полностью диссоциирован. Следовательно:

$$[OH^-] = C_M(KOH)$$

$$[H^+] = \frac{K_w}{C_M(KOH)} = \frac{10^{-14}}{0,0014} = 7,14 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

Далее рассчитываем:

$$pH = -\lg 7,14 \cdot 10^{-12} = 11,15$$

Такое значение pH характеризует щелочные растворы ($pH > 7$), которые получаются и при растворении гидроксида калия.

Способ 2. Зная концентрацию гидроксид-ионов $[OH^-]$, рассчитаем pOH, затем pH следующим образом:

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,0014 = 2,85$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,85 = 11,15$$

Ответ: pH = 11,15.

Значение pH растворов можно определять либо с помощью расчетов, либо экспериментально. Для точного измерения применяют прибор *pH-метр*. Для качественного или полуколичественного определения реакции среды используют *кислотно-основные индикаторы*.

Кислотно-основные индикаторы — это слабые органические кислоты или основания, в молекулах которых присутствуют группы атомов, называемые *хромофорными группами*, обладающие свойством изменять цвет в зависимости от концентрации ионов водорода в растворе, а точнее, в зависимости от его pH. Так же, как значение pH является важным параметром, характеризующим качество водного раствора, кислотно-основные индикаторы широко используются в лабораторной практике, особенно в титриметрических кислотно-основных анализах. Каждый индикатор изменяет цвет в относительно узком диапазоне pH (обычно две единицы). Этот диапазон называется *интервалом перехода*. В начале титрования индикатор находится в растворе в форме, имеющей определенный цвет. При проведении титрования индикатор переходит в другую форму, цвет которой отличается от первоначального. Важно, чтобы изменение цвета происходило в точке эквивалентности, то есть когда к количеству титруемого вещества, выраженного в мольных эквивалентах, добавлено количество титранта, равное или близкое к этому количеству. Каждый индикатор характеризуется важным параметром, называемым *pT*, который равен pH раствора, при котором половина индикатора находится в молекулярной форме, а половина — в ионной.

Кислотно-основные индикаторы могут быть *одноцветными* (одна из форм бесцветна и окрашивает раствор только в один цвет) и *двухцветными* (обе формы окрашивают раствор в разные цвета). При проведении кислотно-основных титриметрических анализов чаще всего используют одноцветные индикаторы, если их интервал перехода окраски в пределах диапазона pH скачка титрования. Двухцветные индикаторы применяют в тех случаях, когда для данного титрования нет подходящих одноцветных индикаторов.

Таблица 5.3. Окраска некоторых кислотно-основных индикаторов в различных средах

Индикатор	Растворитель	Содержание индикатора, %	Интервал перехода окраски, pH	Окраска индикатора в зависимости от значения pH раствора	
Метилоранж	H ₂ O	0,1	3,1 – 4,4	красная *	жёлтая
Лакмус	H ₂ O	0,1	5,0 – 8,0	красная *	синяя
Фенолфталеин	C ₂ H ₅ OH, 60 %	0,1 – 1,0	8,2 – 10,0	бесцветная *	малиновая
pH раствора				0	1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

Наиболее часто используемые индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метилоранж. В *таблице 5.3* приведены индикаторы и указана их окраска в различных средах.

С помощью этих индикаторов можно качественно определить реакцию среды. Наряду с названными применяют и так называемые *универсальные индикаторы*, представляющие собой смесь нескольких кислотно-основных индикаторов и позволяющие определить (приблизительно) значение pH в более широком интервале.

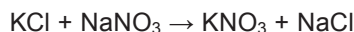
5.3.6. Реакции в растворах электролитов

Поскольку большинство аналитических реакций протекает в растворах, становится понятным, что в них участвуют не растворенные вещества, а присутствующие в растворах компоненты. Диссоциирующие вещества образуют ионы, и они принимают участие в аналитических реакциях. Если в результате реакции в системе образуются новые компоненты, обеспечивающие смещение существующего равновесия процесса электролитической диссоциации вправо, то такая реакция может протекать до конца. В противном случае в системе устанавливается новое равновесие с одинаковыми шансами быть смещенным как вправо, так и влево.

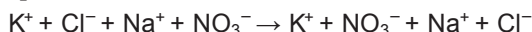


Частицы, которые появляются в растворе в результате взаимодействия растворенного вещества с молекулами растворителя, называются компонентами раствора.

Если к раствору хлорида калия добавить раствор нитрата натрия, можно предположить, что будет протекать реакция по схеме:

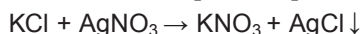


При более внимательном изучении этой реакции можно увидеть, что качественных изменений в данной системе не происходит:

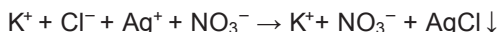


Следовательно, нельзя утверждать, что протекает химическая реакция.

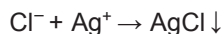
Другая картина наблюдается, если вместо нитрата натрия взять нитрат серебра:



При смешении растворов хлорида калия и нитрата серебра образуется белый творожистый осадок хлорида серебра. В системе протекает химическая реакция, обусловленная соединением ионов серебра и хлорид-ионов с образованием труднорастворимого вещества AgCl:



Данная форма записи называется *полным ионным уравнением (ПИУ)*, а предыдущая — *молекулярным уравнением (МУ)*. В результате этих превращений изменился качественный состав системы, которая содержит как ионы K^+ и NO_3^- , так и труднорастворимый осадок AgCl. Если выделить только ионы, принимающие участие в химической реакции, то получим *сокращенное ионное уравнение (СИУ)*:



Реакции ионного обмена. В аналитической химии часто встречаются различные типы реакций, протекающих между ионами. Очень важно знать условия их протекания до конца и правильно записывать уравнения соответствующих реакций.

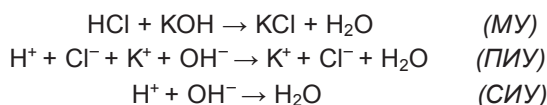
Реакции ионного обмена — наиболее часто встречаемые в аналитической химии. Для протекания реакций ионного обмена до конца необходимо, чтобы хотя бы один из продуктов уходил из сферы реакции в виде осадка, газа или слабого электролита.

а) *Образование осадка:*

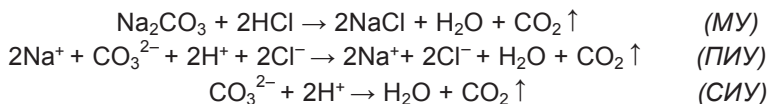


Аналитическим сигналом этой реакции является образование труднорастворимого белого осадка сульфата бария BaSO_4 .

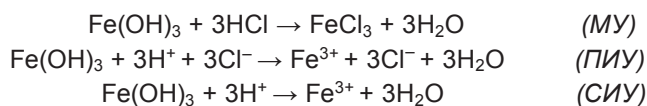
б) *Образование слабого электролита.* Примером может служить реакция между сильной кислотой и сильным основанием (реакция нейтрализации):



в) *Выделение газа.* В качестве примера реакции ионного обмена, протекающей с выделением малорастворимого газа, можно привести реакцию идентификации карбонатов:



При написании уравнений реакций растворения осадков необходимо учитывать природу электролита и растворимость реагирующих веществ. Например, процесс растворения гидроксида железа (III) в соляной кислоте можно выразить следующим уравнением:



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Установите различия между электролитами и неэлектролитами.
2. Опишите причины диссоциации веществ при растворении.
3. Объясните понятия «сильные и слабые электролиты».
4. Объясните роль растворителя (воды) в процессе диссоциации.
5. Приведите примеры кислот, являющихся сильными электролитами.
6. Укажите гидроксиды, относящиеся к слабым электролитам:
NaOH; Ca(OH)₂; Fe(OH)₃; KOH; NH₄OH.
7. Закончите уравнения возможных реакций и укажите их аналитический сигнал:
 - а) HNO_{3(конц.)} + Cu →
 - б) KCl + Na₂SO₄ →
 - в) H₂SO₄ + Ca(NO₃)₂ →
 - г) Na₂CO₃ + HCl →
8. Укажите компоненты, присутствующие в растворах следующих веществ:
CH₃OH; H₃PO₄; BaCl₂; NaCl; H₂CO₃; Na₂SO₄; NH₄OH; H₂S.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8



Определение реакции среды водных растворов

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с.21)

Реактивы и необходимая посуда: раствор любой сильной минеральной кислоты с концентрацией 2 моль/л, раствор NaOH с концентрацией 2 моль/л, капельницы с растворами кислотно-основных индикаторов (лакмуса, фенолфталеина, метилоранжа), универсальная индикаторная бумага, промывалка с дистиллированной водой, штатив с цилиндрическими пробирками.

Реакция среды водных растворов может быть определена с помощью универсального индикатора или при помощи кислотно-основных индикаторов. При использовании универсального индикатора точность определения составляет ±1 значения pH.

Ход работы: В три пронумерованных пробирки налейте по 5–7 мл дистиллированной воды. В первую добавьте около 1 мл кислоты, во вторую добавьте около 1 мл раствора щелочи. Третью оставь-

те для сравнения (в ней находится только вода). Аккуратно перемешайте растворы встряхиванием пробирок. Смочите универсальную индикаторную бумагу каждым из растворов и сравните их окраску с индикаторной шкалой, нанесенной на упаковку индикаторной бумаги. Таким образом определяется реакция среды с точностью ± 1 единиц pH.

Исследуйте каждый раствор тремя индикаторами (лакмусом, фенолфталеином, метилоранжем). Для этого содержимое каждой пробирки поделите на три части и добавьте в каждую по 2–3 капли соответствующего индикатора. Что наблюдаете? Запишите свои наблюдения в виде таблицы:

Индикатор	Наблюдаемая окраска (значение pH)		
	Раствор кислоты	Раствор щелочи	Вода
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилоранж			
Универсальная индикаторная бумага (pH 1-14)			

Проанализируйте полученные результаты и сравните их с таблицей 5.3 (с. 137).

5.4. Химический анализ в производстве и повседневной деятельности

Химический анализ играет важную роль во всех сферах человеческой деятельности. С помощью химического анализа определяют состав веществ, проверяют качество сырья, необходимого в различных отраслях промышленности (химической, пищевой, фармацевтической, металлургической, строительных материалов и т. д.). Управление технологическими производственными процессами осуществляется на основе результатов химического анализа. В настоящее время от тщательного контроля технологических процессов зависит не только качество выпускаемой продукции, но и рациональное использование сырья и максимальный выход продукции.

С развитием естественных наук производственные вопросы становятся всё более сложными, и это еще больше подчеркивает роль аналитической химии в промышленном производстве. В соответствии с требованиями современной технологии вещества должны подвергаться более сложным исследованиям, чем простое определение состава, чтобы знать все характерные для них свойства.

Занимаясь как теоретическим обоснованием методов химического анализа, так и их практическим внедрением и дальнейшим развитием, аналитическая химия ставит своей конкретной задачей определение состава и строения веществ, их смесей, соответственно — качества всех материальных благ, производимых человечеством.

Химический анализ имеет огромное значение для науки и техники. Глубокое знание химии невозможно без аналитической химии. Современное здание химии опирается на знания аналитического характера, «все достижения в химии в большей или меньшей степени связаны с аналитическими методами» (Р. Фрезениус, 1861).

Все отрасли экономики, промышленное производство также ориентируются в своих исследованиях на результаты химического анализа. Химический анализ — одна из основных задач химии.

Важность аналитической химии, рассматриваемой сквозь призму ее связей с научными областями и производством, можно проиллюстрировать ее непосредственным вкладом в развитие методов, применяемых при контроле качества, анализе биохимических и фармацевтических соединений, анализе окружающей среды, анализе сырья и т. д. Аналитическая химия вносит весомый вклад в развитие многих отраслей науки, таких как геология, геохимия, минералогия, биология, физическая агрохимия, медицина, металлургия и другие.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения «Понятие о химическом анализе»

1. Выберите ответ, указывающий эффект, которым сопровождается аналитическая реакция:
а) выделение тепла; б) образование осадка; в) поглощение тепла; г) увеличение объема системы.
2. Укажите факторы, от которых зависит появление аналитического сигнала:
а) молярная масса анализируемого образца;
б) способ смешивания реактивов;
в) концентрация анализируемого образца;
г) цвет анализируемого образца.
3. Определите, в чем заключается маскировка мешающих ионов:
а) обработка их сильной кислотой;
б) обработка их кипяченой водой;
в) перевод их в такую форму, которая не взаимодействует с аналитическим реактивом;
г) окрашивание раствора индикатором.
4. Выделите, какие из характеристик относятся к насыщенному раствору:
а) является разбавленным;
б) является окрашенным;
в) находится в газообразном состоянии;
г) в нем не может раствориться даже маленькое количество растворенного вещества.
5. Укажите названия растворов с концентрацией 0,01 моль/л:
а) децимолярные; б) миллимолярные; в) сантимольярные; г) молярные.
6. Определите массовую долю гидроксида натрия в растворе, полученном растворением металлического натрия массой 4,60 г в растворе NaOH массой 200 г и массовой долей растворенного вещества 5,82 %: а) 7,94 %; б) 9,61 %; в) 8,25 %; г) 9,18 %.
7. Выберите правильный вариант ответа. Чем является раствор сахара?
а) электролит; б) слабый электролит; в) неэлектролит; г) жидкая гомогенная система
8. Выберите ответ, который указывает способ диссоциации фосфорной кислоты в разбавленном растворе: а) полная; б) ступенчатая; в) частичная; г) не диссоциирует.
9. Определите значение pH раствора, приготовленного путем растворения гидроксида калия массой 0,5600 г в пяти литрах раствора.
10. Определите значение pH раствора, полученного при смешивании 200 мл раствора H_2SO_4 с молярной концентрацией $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л со 150 мл раствора NaOH с молярной концентрацией $4 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
11. Рассчитайте значение pH раствора, содержащего 0,4000 г NaOH в одном литре раствора.
12. Определите pH раствора, полученного прибавлением 50 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,015 моль/л к дистиллированной воде объемом 200 мл:
а) 2,0; б) 3,0; в) 2,5; г) 11,5.
13. Укажите среду раствора, если при прибавлении метилоранжа он окрасился в красный цвет:
а) нейтральная; б) щелочная; в) кислая.

ПОНЯТИЕ О КАЧЕСТВЕННОМ АНАЛИЗЕ (для реального профиля)

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к химическому анализу, в ситуациях устного и письменного общения;
- разрабатывать и применять алгоритмы анализа, разделения, идентификации смеси катионов и анионов;
- моделировать с помощью химических уравнений диссоциацию сильных и слабых электролитов; с помощью молекулярных и ионных уравнений взаимодействия в растворах электролитов — реакции идентификации катионов/анионов с указанием аналитического сигнала;
- исследовать экспериментально реальные/моделированные проблемные контексты, связанные с необходимостью выполнения химического анализа.



Ключевые понятия

- Аналитическая группа ионов
- Групповой реактив
- Аналитические группы: классификация катионов и анионов
- Идентификация катионов и анионов
- Реакции идентификации ионов
- Мешающее влияние на реакции идентификации

6.1. Классификация катионов в качественном анализе

Задача качественного анализа была бы намного проще, если бы каждый из компонентов анализируемой смеси имел специфическую реакцию. К сожалению, компонентов смеси, обладающих специфическими реакциями, очень мало. Поэтому, чтобы облегчить выполнение качественного анализа, были разработаны методы, включающие операции разделения компонентов смеси на менее многочисленные группы. Тем самым количество компонентов, оказывающих мешающее влияние, стало бы меньше, что дало бы возможность выбора аналитической реакции для выявления искомого вещества. Такое деление называется классификацией ионов на *аналитические группы*, а реактивы, применяемые с целью отделения одной группы от другой, называются *групповыми реактивами*.

Классификация катионов на аналитические группы основана на химических свойствах соединений, образуемых при взаимодействии этих катионов с определенными реактивами. В зависимости от природы реактивов, используемых для классификации катионов, различают следующие методы:

- сероводородный (с использованием сероводородной кислоты);
- фосфатно-аммиачный;
- кислотнo-оснóвный.

Формирование аналитических групп основано на свойствах группы ионов одинаково реагировать с одним аналитическим реактивом, давая сходные аналитические сигналы. Этот реактив называется *групповым реактивом* и позволяет отделить данную группу ионов от остальных катионов анализируемого раствора. В кислотнo-оснóвном методе катионы делятся на шесть аналитических групп (табл. 6.1).

Кислотнo-оснóвный метод разделения катионов имеет некоторые недостатки. К примеру, хлорид свинца (II), сульфат кальция, гидроксид меди (II) и некоторые другие соединения обладают относительно высокой растворимостью, и связывание групповым реактивом образующих их катионов в осадок будет не полным. Поэтому, в некоторых случаях, к водному раствору добавляют этиловый спирт с целью уменьшения растворимости этих веществ.

Таблица 6.1. Кислотно-основная классификация катионов на аналитические группы

Аналитическая группа	I	II	III	IV	V	VI
Катионы, входящие в состав группы	Ag⁺, Pb²⁺ , Hg ₂ ²⁺	Ba²⁺, Sr²⁺, Ca²⁺	Al ³⁺ , Cr ³⁺ , Zn ²⁺ , Sn ²⁺	Fe ²⁺ , Fe³⁺ , Mn ²⁺ , Bi ³⁺ , Mg ²⁺	Cu ²⁺ , Cd ²⁺ , Ni ²⁺ , Co ²⁺ , Hg ²⁺	K ⁺ , Na ⁺ , NH₄⁺
Групповой реактив	HCl (2 М)	H ₂ SO ₄ (1 М)	NaOH (6 М), избыток	NaOH (6 М), избыток	NH ₄ OH (конц.), избыток	нет
Органолептика продуктов реакции	Осадки белые, кристаллические и творожистые	Осадки белые, кристаллические	Растворимые гидроксо-комплексы	Аморфные осадки гидроксидов	Растворимые комплексные соединения	–

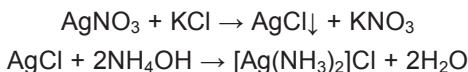
Примечание. Жирным шрифтом выделены ионы, предусмотренные куррикулумом.

6.2. Реакции идентификации катионов

Реакции идентификации иона свинца Ag⁺ Ион Ag⁺ входит в состав I аналитической группы.

Групповым реактивом на катионы I аналитической группы является раствор HCl с молярной концентрацией 2 моль/л.

1. Растворимые хлориды и соляная кислота осаждают ионы Ag⁺, образуя творожистый осадок белого цвета, растворимый в избытке гидроксида аммония. При воздействии света хлорид серебра чернеет (образует металлическое серебро).



Выполнение реакции: в пробирке к нескольким каплям раствора нитрата серебра AgNO₃ добавив раствор хлорида калия KCl (2 моль/л). Белый творожистый осадок после центрифугирования отделить от раствора и промыть. К части осадка добавить концентрированный раствор гидроксида аммония NH₄OH. Осадок растворяется, образуя координационное соединение.



Выполните!

Обратите внимание на творожистое состояние хлорида серебра.

2. Альдегиды восстанавливают ионы Ag⁺ до металлического серебра, образуя тонкий слой серебра на внутренней поверхности стенок пробирки (при этом происходит так называемая реакция *серебряного зеркала*).

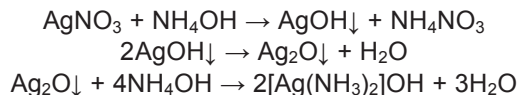


Выполните!

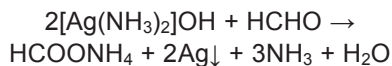
Сравните блестящий слой на стенках пробирки с зеркалом. Запишите уравнение этой реакции.



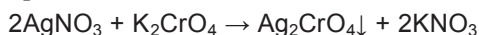
Выполнение реакции: в пробирку, предварительно обезжиренную хромовой смесью, внести несколько капель раствора нитрата серебра AgNO₃ и добавить раствор NH₄OH до растворения образовавшегося осадка:



Затем к полученному раствору добавить несколько капель раствора формальдегида HCHO и нагреть раствор на водяной бане до 60–70 °С. На стенках пробирки образуется блестящий слой серебра:



3. Растворимые хроматы образуют с ионами серебра коричневый осадок, растворимый в азотной кислоте и в аммиаке, но нерастворимый в растворах щелочей.



Мешающие ионы: Cu^{2+} , Fe^{3+} .

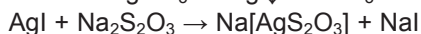
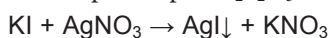


Выполнение реакции: к 3–5 каплям раствора нитрата серебра AgNO_3 в пробирке добавить раствор хромата калия K_2CrO_4 . Наблюдается образование коричневого осадка. Растворимость осадка проверяют отдельными порциями в растворах указанных реактивов.

Примечание

Реакцию проводят в нейтральной среде ($\text{pH} \approx 7$).

4. Растворимые иодиды осаждают ионы серебра, образуя желтый осадок, нерастворимый в азотной кислоте, в растворе аммиака, но растворимый в растворе $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.



Мешающие ионы: Cu^{2+} , Fe^{3+} .



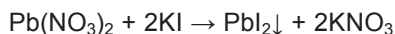
Выполнение реакции: в пробирку к нескольким каплям раствора нитрата серебра AgNO_3 добавить раствор иодида калия KI . Наблюдается образование желтого осадка. Его растворимость проверяют отдельными порциями в растворах указанных реактивов.

Выполните!

Сравните растворимость иодида и хлорида серебра в растворе аммиака.

Реакции идентификации иона свинца Pb^{2+} Ион Pb^{2+} входит в состав I аналитической группы.

1. Иодид калия или любой растворимый иодид реагирует с ионами свинца с образованием желтого осадка иодида свинца (II):



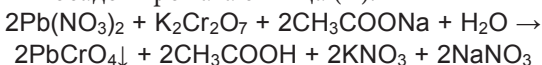
Иодид свинца (II) растворяется в избытке реактива и в горячей воде, однако при охлаждении под струей холодной воды вновь выпадает в виде золотистых кристаллов. Эта реакция — одна из самых красивых реакций в аналитической химии.

Реакции мешает присутствие ионов Ag^+ , Hg_2^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} .

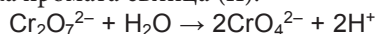


Выполнение реакции. К нескольким каплям раствора нитрата или ацетата свинца (II) добавить 1–2 капли раствора иодида калия. Наблюдается выпадение желтого осадка. К осадку с раствором добавить 2–3 мл воды и нагреть пробирку на водяной бане. Осадок PbI_2 растворяется. При охлаждении пробирки под струей холодной воды осадок вновь выпадает в виде золотистых кристаллов.

2. Бихромат калия образует с ионами свинца Pb^{2+} желтый осадок хромата свинца (II):



Реакцию проводят в присутствии ацетата натрия, препятствующего образованию сильной кислоты, присутствие которой ведет к растворению выпавшего осадка хромата свинца (II):



**Хромат свинца (II) растворим в концентрированных растворах щелочей и в концентрированной азотной кислоте:



Эта реакция позволяет отделять хромат свинца (II) от хромата бария, который не растворим в щелочах.



Выполнение реакции. К 2–3 каплям нейтрального раствора соли Pb^{2+} добавить 3–4 капли уксусной кислоты и раствора ацетата натрия (2 моль/л) (ацетатный буферный раствор) и 2–3 капли раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Выпадает желтый осадок. После отделения осадка от раствора обработать его 2–3 каплями раствора щелочи NaOH (2 моль/л). Осадок полностью растворяется.

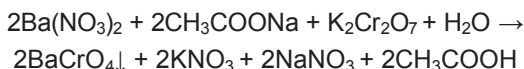
Выполните!

Проверьте растворимость полученного хромата свинца (II) в разбавленных азотной и соляной кислотах.

Реакции идентификации иона Ba^{2+} Ион Ba^{2+} входит в состав II аналитической группы.

Групповым реактивом на катионы II аналитической группы является раствор H_2SO_4 с молярной концентрацией 1 моль/л.

1. Дихромат калия с ионами бария образует желтый кристаллический осадок хромата бария, растворимый в сильных кислотах и не растворимый в уксусной кислоте:

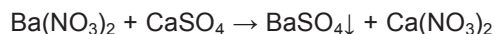


Реакции мешает присутствие ионов Pb^{2+} .

Примечание

Буферные растворы поддерживают постоянное значение концентрации ионов водорода, взаимодействуя с сильной кислотой или с сильным основанием.

2. Гипсовая вода образует с ионами бария белый осадок сульфата бария, не растворимый в сильных кислотах и щелочах:



Реакции мешает присутствие ионов Sr^{2+} , Pb^{2+} .

Для снижения влияния мешающих ионов Sr^{2+} и Pb^{2+} реакцию проводят в среде концентрированной азотной кислоты.

3. Соли бария окрашивают бесцветное пламя газовой горелки в желто-зеленый цвет. Это свойство ионов бария лежит в основе производства пиротехники (фейерверки, огненные шоу и пр.).

Выполните!

Пронаблюдайте и зарисуйте в тетрадь, как пламя спиртовки (горелки) окрашивается в присутствии солей бария.



Выполнение реакции. К 2–3 мл нейтрального раствора, содержащего ионы Ba^{2+} , добавить 5–7 капель ацетатного буферного раствора ($CH_3COOH + CH_3COONa$) и раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$. Наблюдается образование желтого осадка хромата бария. Ионы кальция Ca^{2+} не образуют осадка, потому что хромат кальция растворим в уксусной кислоте. Буферный раствор добавляют для перевода сильной кислоты, образующейся в результате реакции, в слабую уксусную кислоту.



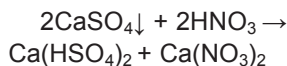
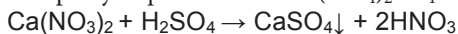
Выполнение реакции. К 5–7 каплям раствора соли бария Ba^{2+} добавить гипсовую воду (насыщенный раствор сульфата кальция $CaSO_4$). Образуется белый осадок. Проверяют его растворимость в азотной кислоте HNO_3 и в растворе щелочи $NaOH$.



Выполнение реакции. Кольцо, изготовленное из нихромовой проволоки, прокалить в пламени спиртовки (или горелки), внести его в раствор соляной кислоты (2 моль/л) и продолжать прокалывать до тех пор, пока пламя не обесцветится. Затем поместить кольцо в раствор соли бария и снова внести его в пламя. Наблюдается желто-зеленое окрашивание.

Реакции идентификации иона Ca^{2+} Ион Ca^{2+} входит в состав II аналитической группы.

1. Серная кислота и растворимые сульфаты (ион SO_4^{2-}) осаждают ионы кальция, образуя кристаллический осадок белого цвета, растворимый в сильных кислотах и концентрированном растворе сульфата аммония $(NH_4)_2SO_4$:



Выполнение реакции. К раствору, содержащему ионы Ca^{2+} , добавить несколько капель серной кислоты H_2SO_4 (1 моль/л). Образуется белый осадок.

Микрорисалоскопическая реакция. На предметном стеклышке к нескольким каплям соли кальция добавить одну каплю разбавленного раствора серной

Реакции мешает присутствие ионов Ba^{2+} , Pb^{2+} , Sr^{2+} . Рекомендуется выполнение реакции микрокристаллоскопическим методом.

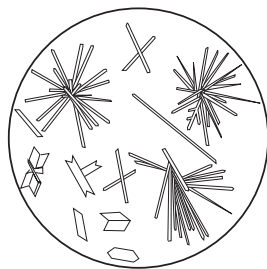
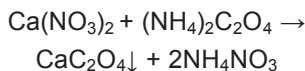


Рис. 6.1. Кристаллы гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$

2. Оксалат аммония или калия в нейтральных или слабощелочных растворах образует с ионами кальция белый кристаллический осадок, растворимый в сильных кислотах и не растворимый в уксусной кислоте:



Реакции мешает присутствие ионов Ba^{2+} , Pb^{2+} .

кислоты (1 моль/л) и слегка упарить до появления каемки по краям капли. Образовавшиеся кристаллы в форме иголок рассмотреть под микроскопом (рис. 6.1). Микрокристаллоскопическая реакция позволяет идентифицировать ионы Ca^{2+} в присутствии ионов Ba^{2+} , Pb^{2+} , Sr^{2+} .

Выполните!

Зарисуйте в тетрадь наблюдаемые под микроскопом кристаллы гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.



Выполнение реакции: К нейтральному раствору, содержащему ионы кальция Ca^{2+} , добавить 5–7 капель раствора оксалата аммония или калия. Наблюдается образование белого кристаллического осадка.

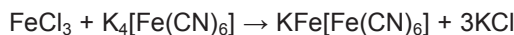
Выполните!

Проверьте растворимость осадка CaC_2O_4 в азотной или соляной кислоте с концентрацией 2 моль/л.

Реакции идентификации иона Fe^{3+} Ион Fe^{3+} входит в состав IV аналитической группы.

Групповым реактивом на катионы IV аналитической группы является избыток раствора щелочи NaOH (6 моль/л).

**1. Гексацианоферат (II) калия образует с ионами Fe^{3+} осадок синего цвета («Берлинская лазурь»). Реакцию следует проводить в кислой среде (pH = 2–3). В сильноокислых растворах и в избытке реактива осадок растворяется, а в щелочах разлагается, образуя гидроксид железа (III). В присутствии оксалат-ионов $C_2O_4^{2-}$ осадок не образуется:



Реакции мешает присутствие окислителей и восстановителей.

2. Тиоцианат (роданид) аммония (калия), дающий при диссоциации ионы SCN^- , образует с ионами железа (III) в слабокислых растворах соединение красного цвета (интенсивность окраски зависит от концентрации ионов SCN^- и ионов Fe^{3+}):



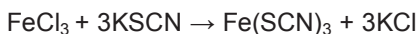
Выполнение реакции. К 2–3 каплям раствора, содержащего ионы Fe^{3+} , добавить раствор соляной кислоты до pH = 2–3 и 1–2 капли раствора гексацианоферата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Образуется осадок ярко-синего цвета.

Выполните!

**Объясните, почему гексацианоферат (II) калия не образует с ионами Fe^{3+} осадок $KFe[Fe(CN)_6]$ в присутствии оксалат-ионов.



Выполнение реакции. К нескольким каплям раствора, содержащего ионы железа Fe^{3+} , добавить несколько капель раствора тиоцианата калия KSCN или аммония NH_4SCN . Раствор приобретает кроваво-красную окраску.

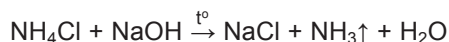


Реакции мешает присутствие ионов F^- , PO_4^{3-} и соли щавелевой, винной, лимонной кислот, которые образуют с ионами железа (III) соединения более прочные, чем тиоцианат железа, или восстанавливают Fe^{3+} до Fe^{2+} .

Реакции идентификации иона NH_4^+

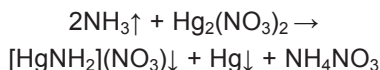
Шестая аналитическая группа не имеет группового реактива.

1. При нагревании растворов солей аммония со щелочью выделяется газ с резким, специфическим запахом:

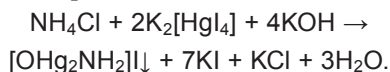


Выделение аммиака можно обнаружить по характерному запаху или по изменению окраски универсальной индикаторной бумажки, смоченной дистиллированной водой и поднесенной к отверстию пробирки (бумага не должна касаться стенок пробирки). Окрашивание бумажки в синий цвет подтверждает наличие ионов NH_4^+ в растворе.

**Также аммиак можно идентифицировать с помощью почернения фильтровальной бумаги, смоченной раствором нитрата ртути (I) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, который чернеет при взаимодействии с выделяющимся аммиаком:



**2. Тетрайодомеркурат (II) калия в щелочной среде (реактив Несслера) образует с катионом аммония NH_4^+ бурый аморфный осадок (при незначительных концентрациях ионов NH_4^+ осадок не образуется, раствор лишь окрашивается в оранжевый цвет):



Реакции мешает присутствие ионов тяжелых металлов.

Ион NH_4^+ входит в состав VI аналитической группы.



Выполнение реакции. К нескольким каплям раствора соли аммония NH_4^+ добавить раствор гидроксида натрия, нагреть пробирку на водяной бане. Осторожно понюхать! Выделяющийся газ имеет характерный резкий запах. К отверстию пробирки при нагревании поднести влажную индикаторную бумажку. Посинение универсальной индикаторной бумаги свидетельствует о присутствии ионов аммония в анализируемом растворе.

Выполните!

Определите, какая из двух реакций обнаружения аммиака является наиболее чувствительной.



Выполнение реакции. К нескольким каплям раствора соли аммония добавить несколько капель реактива Несслера. Наблюдается выпадение бурого аморфного осадка.

Примечание

Реактив Несслера представляет собой раствор $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ и KOH .

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9



Реакции идентификации катионов Ag^+ , Pb^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Fe^{3+} , NH_4^+

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование и реактивы:

- штатив с цилиндрическими пробирками и коническими для центрифугирования, пипетка, стеклянная палочка, держатель, предметное стеклышко, промывалка с дистиллированной водой, универсальный индикатор, водяная баня, кольцо из нихромовой проволоки;

- микроскоп для изучения структуры осадков, центрифуга для пробирок, спиртовка или газовая горелка;
- растворы реактивов с концентрацией 0,5 моль/л; растворы кислот и щелочей, концентрации которых соответствуют условиям проведения реакций идентификации катионов.

Ход работы: Реакции идентификации катионов выполните согласно описаниям, приведенным выше, в цилиндрических пробирках. Реакции, протекающие с выделением газов, проводите только в вытяжном шкафу! Отработанные реактивы не сливайте в раковину, а собирайте их в специально предназначенный для этого сосуд, в котором после выполнения работы их необходимо нейтрализовать! Результаты эксперимента занесите в таблицу, проанализируйте и сделайте выводы.

Реакции идентификации катионов, условия их проведения и аналитический сигнал

№	Исследуемый катион	Добавляемый реагент	Аналитический сигнал	Уравнение реакции	Условия протекания реакции	Свойства продукта реакции	Наблюдения
1	Pb ²⁺	KI, 0,5 М	Мелкокристаллический осадок желтого цвета	$Pb^{2+} + 2I^{-} \rightarrow PbI_2 \downarrow$	Нейтральная среда, на холоде	Растворим при нагревании, а также в CH ₃ COOH, HNO ₃	При охлаждении насыщенных растворов образует золотистые чешуйки
2	Pb ²⁺	H ₂ SO ₄ , 1 М	Белый кристаллический осадок	$Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 \downarrow$	Нейтральная среда	Растворим в концентрированных щелочах и в растворе CH ₃ COONH ₄	—
3							

Проанализируйте результаты лабораторного опыта и на их основании проведите анализ смеси катионов.

6.3. Выделение групп катионов из смеси

Разделение катионов на аналитические группы осуществляется в определенном порядке путем осаждения катионов или растворением соединений катионов аналитической группы и ее извлечением. Как уже упоминалось выше, необходимость разделения катионов на более мелкие группы обусловлена мешающим влиянием некоторых катионов в процессе анализа и призвана уменьшить количество катионов, которые могут присутствовать совместно (для устранения мешающего воздействия) и идентифицировать их.

Разделение катионов на аналитические группы и их последующее определение требует проведения ряда операций в строгой последовательности. Для большинства анализов это:

- добавление группового реактива к анализируемому раствору;
- принудительное осаждение и отделение осадка с помощью центрифуги;
- проверка полноты осаждения; промывание осадка;
- растворение осадка аналитической группы или перевод его в форму, удобную для анализа; анализ отделенной аналитической группы.

По схеме анализа раствор смеси катионов может быть разделен на аналитические группы в виде осадков или растворимых веществ. Затем осадки растворяют, а их состав — идентифицируют. Отделение аналитических групп выполняется поэтапно.

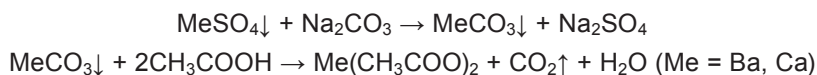
1) *Отделение и идентификация катионов первой аналитической группы.* К анализируемому раствору, содержащему катионы свинца и серебра, добавляют раствор соляной кислоты. Выпадает осадок белого цвета. Так как растворимость хлорида свинца в воде больше, чем 10⁻⁶ моль/л, то для более полного осаждения ионов Pb²⁺ к анализируемому раствору добавляют равный объ-

ем этилового спирта (PbCl_2 менее растворим в смешанном водно-спиртовом растворе). Раствор с осадком центрифугируют и проверяют полноту осаждения ионов свинца и серебра. Для этого к раствору над осадком добавляют несколько капель группового реактива. Если осадок не выпадает или раствор не мутнеет, то осаждение считают полным. После этого раствор снова центрифугируют и отделяют осадок от раствора. Осадок промывают 2–3 раза несколькими миллилитрами холодной дистиллированной воды для удаления мешающих ионов, затем его обрабатывают кипятком. Хлорид свинца в горячей воде растворяется. В растворе после охлаждения проводят реакции идентификации ионов свинца. В осадке, оставшемся после полного растворения PbCl_2 , содержится AgCl , который растворяется в концентрированном растворе NH_4OH .

2) *Отделение и идентификация катионов второй группы.* В центрифугат (раствор после центрифугирования), полученный после отделения катионов первой группы, добавляют серную кислоту. В присутствии катионов бария и кальция выпадает белый осадок (сульфат кальция в смешанном водно-спиртовом растворе менее растворим):

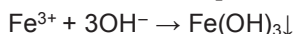


После осаждения, центрифугирования и полного отделения осадка от раствора его промывают холодной дистиллированной водой. Сульфат бария нерастворим в кислотах и щелочах, а сульфат кальция растворяется в растворе сульфата аммония с образованием гидросульфата кальция и частично в азотной кислоте. Для перевода осадка сульфатов в осадок карбонатов его несколько раз обрабатывают небольшим объемом (5–7 мл) насыщенного раствора карбоната натрия при кипячении, отделяя каждый раз раствор от осадка. Образовавшиеся карбонаты растворяют в уксусной кислоте:



В полученном растворе идентифицируют ионы бария и кальция.

3) *Отделение и идентификация катионов четвертой группы.* В центрифугат, полученный после отделения катионов второй группы, добавляют избыток раствора гидроксида натрия (6 моль/л) (часть его расходуется на нейтрализацию кислот в растворе). Катионы III и VI группы останутся в растворе, а катионы IV и V группы выпадут в осадок в виде нерастворимых гидроксидов. При анализе смеси катионов, содержащей вышеуказанные катионы, ионы Fe^{3+} осаждаются в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$, обладающего очень малой растворимостью:



После проверки полноты осаждения катионов Fe^{3+} раствор центрифугируют, отделяют осадок от раствора и промывают несколькими порциями дистиллированной воды, а затем полученный осадок растворяют в соляной кислоте (2 моль/л). В полученном растворе идентифицируют наличие ионов Fe^{3+} .

4) *Катионы NH_4^+ идентифицируют* в фильтрате, полученном после отделения осадка гидроксида железа (III), или в отдельной порции исходного раствора.

Примечание

При отделении группы ионов от смеси всегда надо проверять полноту осаждения или комплексообразования.

Примечание

Любой осадок, отделенный от раствора, следует промывать дистиллированной водой для удаления частиц, адсорбированных поверхностью осадка.

Классификация анионов на аналитические группы.

6.4. Групповые реактивы

Классификация анионов, наиболее часто используемая в качественном анализе, основывается на растворимости соответствующих солей бария и серебра. Согласно этой классификации анионы делятся на три аналитические группы по способности их бариевых и серебряных соединений растворяться в воде и разбавленной азотной кислоте.

Анионы I аналитической группы (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , SiO_3^{2-} и др.) образуют с ионами бария Ba^{2+} в нейтральной или слабощелочной среде малорастворимые соли (BaSO_4 нерастворим в сильноокислой среде).

Групповым реактивом на анионы I группы является хлорид бария (2 моль/л) в нейтральной или слабощелочной среде.

Анионы II группы (Cl^- , I^- , S^{2-} , Br^- и др.) образуют с ионами Ag^+ соли, которые, в отличие от серебряных солей анионов I группы, малорастворимы в разбавленной азотной кислоте. Соли анионов III группы с ионами Ag^+ растворимы в воде. Растворы солей анионов II группы не окрашены.

Групповым реактивом на анионы II группы является раствор нитрата серебра (2 моль/л) в присутствии разбавленной азотной кислоты.

Анионы III группы (NO_3^- , CH_3COO^- , NO_2^-) не имеют группового реактива.

Еще один метод классификации анионов основан на их окислительно-восстановительных свойствах. По этому признаку их можно разделить на три группы:

Анионы восстановители: S^{2-} , SO_3^{2-} , I^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ и другие.

Групповым реактивом является раствор перманганата калия (0,005 моль/л) в серноокислой среде (1 моль/л), который обесцвечивается при взаимодействии с восстановителями.

Анионы окислители: MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, NO_3^- , CrO_4^{2-} и другие.

В серноокислой среде (2 моль/л) анионы окислители взаимодействуют с раствором иодида калия KI , в результате чего выделяется иод, окрашивающий раствор в желтый цвет. Если в раствор добавить 2 мл бензола или хлороформа и аккуратно встряхнуть, то при расслаивании раствора образуется розово-фиолетовая органическая фаза.

Безразличные ионы: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-} , CH_3COO^- и другие.

Безразличные ионы не реагируют ни с окислителями, ни с восстановителями.

В отличие от катионов, большинство анионов можно определять при совместном присутствии, поэтому анализ смеси анионов не требует их разделения на группы.

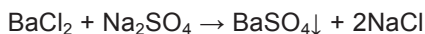
6.5. Реакции идентификации анионов

Реакции идентификации аниона SO_4^{2-}

Ионы SO_4^{2-} относятся к I аналитической группе анионов.

Ион SO_4^{2-} представляет собой кислотный остаток серной кислоты H_2SO_4 , которая является сильной кислотой (по силе она уступает только хлорной, азотной и некоторым галогеноводородным кислотам). Сульфаты бария, кальция, свинца являются солями, мало растворимыми в воде. BaSO_4 не растворим ни в воде, ни в азотной кислоте, ни в щелочах.

1. Идентификацию ионов SO_4^{2-} в виде сульфата бария нельзя спутать ни с одной другой реакцией, т. к. ее выполнение протекает в сильно концентрированных растворах азотной кислоты. В противном случае реакции будет мешать присутствие ионов SO_3^{2-} и S^{2-} , а при подкислении раствора азотной кислотой эти ионы выделяют газы и образуют серу — осадок бледно-желтого цвета, нерастворимый в кислоте, который можно спутать с осадком сульфата бария:



Выполнение реакции. Около 1 мл анализируемого раствора обрабатывают равным объемом концентрированной соляной кислоты HCl и нагревают смесь на водяной бане до кипения. Если образуется осадок, то после охлаждения его центрифугируют и в прозрачный центрифугат добавляют несколько капель хлорида или нитрата бария. Образование белого кристаллического осадка доказывает наличие сульфат-ионов в анализируемой пробе.

Выполните!

Проверьте осадок BaSO_4 на растворимость в кислотах и щелочах.

2. Реакцию можно проводить микрокристаллоскопически. Растворимые соли кальция образуют с сульфат-ионами SO_4^{2-} белый кристаллический осадок гипса в виде иголок (рис. 6.1; с. 146).

Выполните!

Рассмотрите в микроскоп форму полученных кристаллов гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.

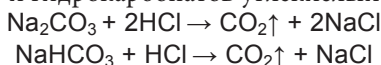


Выполнение реакции. На предметное стеклышко поместите каплю раствора нитрата кальция $Ca(NO_3)_2$ и обработайте раствором, содержащим сульфат-ионы SO_4^{2-} . Полученный раствор на предметном стеклышке подсушите на водяной бане до образования кристаллов на каемке пятна. Рассмотрите полученные кристаллы в микроскоп.

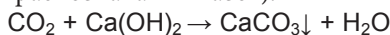
Реакции идентификации анионов CO_3^{2-} (HCO_3^-) Ионы CO_3^{2-} (HCO_3^-) входят в состав I аналитической группы анионов.

Угольная кислота H_2CO_3 является слабой кислотой, не устойчивой в растворах. Карбонат-ионы CO_3^{2-} могут быть устойчивыми только в щелочных растворах, в которых образуются соответствующие соли. Карбонаты калия, натрия, аммония растворимы в воде, а катионы других металлов образуют с ионами CO_3^{2-} малорастворимые средние и основные соли (Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} из растворов карбонатов выпадают в осадок в виде оснований). Растворы карбонатов натрия и калия имеют щелочную среду вследствие гидролиза.

1. Кислоты, в том числе и уксусная, вытесняют из карбонатов и гидрокарбонатов углекислый газ CO_2 :

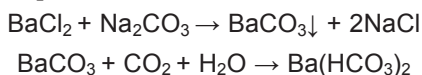


При пропускании углекислого газа через известковую воду происходит ее помутнение (используется прибор для распознавания газов):



Реакции мешают присутствие ионов SO_3^{2-} и $S_2O_3^{2-}$, которые можно устранить, переведя их в сульфат-ион SO_4^{2-} с помощью окислителей.

2. Хлорид бария образует с карбонат-ионами CO_3^{2-} в нейтральной и слабощелочной среде белый осадок, растворимый в минеральных кислотах, уксусной кислоте и при пропускании избытка оксида углерода (IV) через раствор с осадком:



Гидроксид аммония добавляют для идентификации гидрокарбонат-ионов:



Выполнение реакции. К 2–3 мл раствора, содержащего карбонат-ионы CO_3^{2-} , в прибор для получения газов добавить 4–5 капель соляной кислоты (2 моль/л). Конец газоотводной трубки поместить в насыщенный прозрачный раствор гидроксида кальция $Ca(OH)_2$. Наблюдается помутнение раствора.

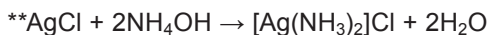
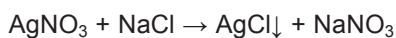


Выполнение реакции: Несколько капель раствора карбоната или гидрокарбоната обработать 3–4 каплями раствора гидроксида аммония NH_4OH , добавить 6–8 капель раствора хлорида бария $BaCl_2$. Образование белого осадка свидетельствует о присутствии карбонат-ионов CO_3^{2-} и/или гидрокарбонат-ионов HCO_3^- в анализируемом растворе.

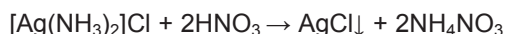
Реакции идентификации аниона Cl^- Ионы Cl^- входят в состав II аналитической группы анионов.

Ион Cl^- является кислотным остатком соляной кислоты, которая представляет собой водный раствор хлороводорода и относится к сильным кислотам. Концентрированный раствор соляной кислоты «дымит» на воздухе, вследствие выделения из него хлороводорода. Соли соляной кислоты — хлориды — растворимы в воде, за исключением $AgCl$, $CuCl$, Hg_2Cl_2 , $PbCl_2$.

Нитрат серебра образует с хлорид-ионами Cl^- белый творожистый осадок AgCl , не растворимый в кислотах, но растворимый в растворах гидроксида аммония NH_4OH и карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$:



При подкислении раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ азотной кислотой вновь выпадает белый творожистый осадок AgCl :



Выполнение реакции. К нескольким каплям анализируемого раствора добавляют 3–4 капли раствора нитрата серебра. Полученный осадок отделяют от раствора и промывают его небольшим количеством дистиллированной воды (2–3 мл), затем добавляют 5–6 капель раствора карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (10 %). Полученную смесь тщательно перемешивают.

После отделения осадка к центрифугату добавляют 2 капли фенолфталеина и азотной кислоты (2 моль/л) до исчезновения розового окрашивания. Наблюдается помутнение раствора вследствие образования осадка хлорида серебра.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 10



Реакции идентификации анионов Cl^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-}

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Оборудование и реактивы: смотри лабораторный опыт № 9 (с. 147).

Ход работы: Выполните реакции идентификации анионов SO_4^{2-} , Cl^- и CO_3^{2-} , перенесите в тетрадь и заполните приведенную таблицу. Проанализируйте полученные результаты.

Реакции идентификации анионов, условия их выполнения и аналитический сигнал

№	Исследуемый анион	Добавляемый реагент	Аналитический сигнал	Уравнение реакции	Условия протекания реакции	Свойства продукта реакции	Наблюдения
1	SO_4^{2-}	BaCl_2 , 0,5 М	Белый кристаллический осадок	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$	Азотнокислая среда HNO_3	Нерастворим в кислотах и щелочах	Мелкие кубические кристаллы

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4



Идентификация катионов и анионов в смеси

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Эта практическая работа заключается в идентификации катионов и анионов в растворе, в котором могут находиться катионы и анионы, реакции идентификации которых были изучены ранее.

Любая практическая работа носит творческий характер, поэтому приветствуются оригинальные идеи решений.

Анализ смеси ионов включает следующие этапы: предварительные наблюдения; предварительные испытания; систематический анализ смеси катионов; выводы на основании результатов проведенных опытов.

Выводы о наличии или отсутствии каждого иона в анализируемой пробе делаются на основании результатов всех этапов анализа. Сначала проводятся предварительные наблюдения и испытания, за-

тем проводится систематический анализ смеси катионов и анионов. Предварительные наблюдения включают определение цвета раствора, наличие или отсутствие осадка и определение pH раствора. Предварительные испытания заключаются в идентификации тех ионов, которые имеют специфические реакции и могут быть идентифицированы в присутствии всех остальных ионов. После этого проводится систематический анализ, основанный на результатах предварительных наблюдений и испытаний.

В щелочных растворах катионы первой аналитической группы и железо (III) образуют малорастворимые гидроксиды. Гидроксид свинца (II), который может образовываться и в умеренно основных растворах, создаваемых щелочами и гидроксидом аммония, имеет белый цвет, растворим в азотной кислоте и в сильнощелочных растворах с образованием гидроксокомплекса. Свежеосажденный гидроксид серебра — белого цвета, но со временем становится коричневато-черным в результате разложения с образованием оксида серебра Ag_2O . Железо (III) в щелочных растворах образует коричневый гидроксид железа (III).

Ионы Ag^+ в присутствии растворимых карбонатов образуют желтоватый осадок — Ag_2CO_3 , а ионы Pb^{2+} — основной карбонат $\text{Pb}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, осадок белого цвета. Карбонаты катионов II аналитической группы CaCO_3 и BaCO_3 — белые, нерастворимые в воде осадки. Карбонаты катионов I и II аналитических групп, как и все карбонаты, растворяются в сильных минеральных кислотах и уксусной кислоте с выделением CO_2 , бесцветного газа, который вызывает помутнение известковой воды. Таким образом, в присутствии избытка карбонат-ионов из исследуемых катионов в растворе будет находиться только ион NH_4^+ .

Ионы Ag^+ в присутствии ионов Cl^- образуют белый творожистый осадок, нерастворимый даже в сильных минеральных кислотах. Катионы Pb^{2+} в присутствии хлорид-ионов могут находиться частично в осадке, а частично в растворе, поскольку хлорид свинца обладает относительно высокой растворимостью ($1,59 \cdot 10^{-2}$ моль/л).

В присутствии сульфат-ионов катионы бария выпадают в осадок в виде BaSO_4 , нерастворимого в сильных минеральных кислотах и щелочах, а катионы Ca^{2+} и Pb^{2+} могут находиться частично в осадке, а частично — в растворе. Только в присутствии значительного избытка ионов SO_4^{2-} последние два иона могут быть полностью в осадке.

Растворы, не содержащие осадка, после идентификации иона NH_4^+ подвергаются систематическому анализу по схеме, представленной далее (с. 155).

Схема проведения анализа смеси ионов или химических веществ определяется поставленной целью и природой компонентов, наличие которых в анализируемой пробе предполагается.

Ниже приведен возможный вариант разделения и идентификации катионов в смеси, реакции идентификации которых были описаны в параграфе 6.2.

Для выполнения этой практической работы необходимы: набор цилиндрических пробирок и конических для центрифугирования; электронагреватель для воды; микроскоп для наблюдения кристаллических осадков; предметные стекла; стеклянная палочка; пипетки Пастера; центрифуга; растворы необходимых аналитических реактивов; универсальная индикаторная бумага; промывалка с дистиллированной водой.

Ход работы

1. Идентификация ионов NH_4^+

В отдельной порции раствора проверяют наличие иона NH_4^+ с помощью раствора гидроксида натрия при нагревании. Окрашивание в синий цвет влажной универсальной индикаторной бумаги, введенной в выделяющиеся пары, свидетельствует о наличии иона аммония в анализируемом растворе.

2. Определение присутствия катионов I аналитической группы и их выделение из анализируемой смеси

К нескольким каплям анализируемого раствора добавляют равный объем этилового спирта и 2–3 капли раствора HCl (2 моль/л). Появление белого осадка подтверждает наличие катионов I группы (Ag^+ , Pb^{2+}) в смеси. В случае их присутствия к 2–3 мл раствора (**исходный раствор**) в конической пробирке добавляют 2–3 мл этилового спирта и 5–7 капель HCl (2 моль/л), перемешивают смесь стеклянной палочкой и центрифугируют.

После проверки полноты осаждения катионов I группы и центрифугирования раствор над осадком переливают в другую коническую пробирку (**раствор 1**), а осадок, который может содержать AgCl и PbCl_2 (**осадок 1**) промывают водой, подкисленной раствором соляной кислоты и анализируют.

3. Выделение катионов Fe^{3+} из смеси

Центрифугат, полученный после отделения осадка катионов I группы (**раствор 1**), может содержать ионы Ba^{2+} , Ca^{2+} , Fe^{3+} и NH_4^+ . Для определения ионов Fe^{3+} к нескольким каплям раствора в конической пробирке добавляют раствор NaOH 6 моль/л до образования щелочной среды. Образование аморфного коричневого осадка свидетельствует о наличии ионов Fe^{3+} . В этом случае отливают примерно 2/3 раствора 1 (1/3 сохраняют для возможных проверок) и добавляют раствор гидроксида натрия для осаждения гидроксида железа (III). После проверки полноты осаждения ионов Fe^{3+} смесь центрифугируют, раствор переносят в пробирку (**раствор 4**), а осадок (**осадок 4**) промывают 2–3 мл теплой воды.

4. Выделение и концентрирование катионов II аналитической группы

Концентрация катионов II аналитической группы в растворе 4 существенно снизилась после добавления соляной кислоты для осаждения катионов I аналитической группы и раствора гидроксида натрия для осаждения ионов Fe^{3+} . Поэтому для их идентификации требуются реакции с высокой чувствительностью, что характерно не для всех реакций идентификации этих катионов. Для выхода из этой ситуации катионы Ba^{2+} и Ca^{2+} могут быть осаждены из раствора в виде карбонатов (растворимость $\text{CaCO}_3 = 6,16 \cdot 10^{-5}$ моль/л и $\text{BaCO}_3 = 2,0 \cdot 10^{-5}$ моль/л). Карбонаты, растворенные затем в небольшом объеме уксусной кислоты, создают концентрации ионов Ba^{2+} и Ca^{2+} , позволяющие идентифицировать их с помощью большинства характерных аналитических реакций.

Раствор 4 переносят в коническую пробирку и добавляют 2–3 мл насыщенного раствора карбоната натрия. Полученную смесь центрифугируют, отделяют осадок от раствора (**осадок 5**) и промывают несколькими миллилитрами дистиллированной воды.

5. Идентификация катионов I аналитической группы

Осадок 1 делится на две части, одна часть обрабатывается несколькими миллилитрами горячей воды. После интенсивного перемешивания стеклянной палочкой раствор после отделения от осадка и охлаждения центрифугируют, ионы Pb^{2+} идентифицируют с помощью раствора иодида калия. В случае образования желтого осадка, то есть присутствия ионов Pb^{2+} , осадок 1 промывают горячей водой до полного растворения хлорида свинца (проверяют наличие с помощью KI в промывных водах).

Осадок, оставшийся после растворения хлорида свинца в горячей воде (**осадок 2**) может содержать AgCl . Для идентификации его обрабатывают 2–3 мл концентрированного раствора аммиака и перемешивают. Растворение осадка доказывает, что он представляет собой хлорид серебра, что может быть подтверждено появлением осадка при обработке раствора 3 азотной кислотой.

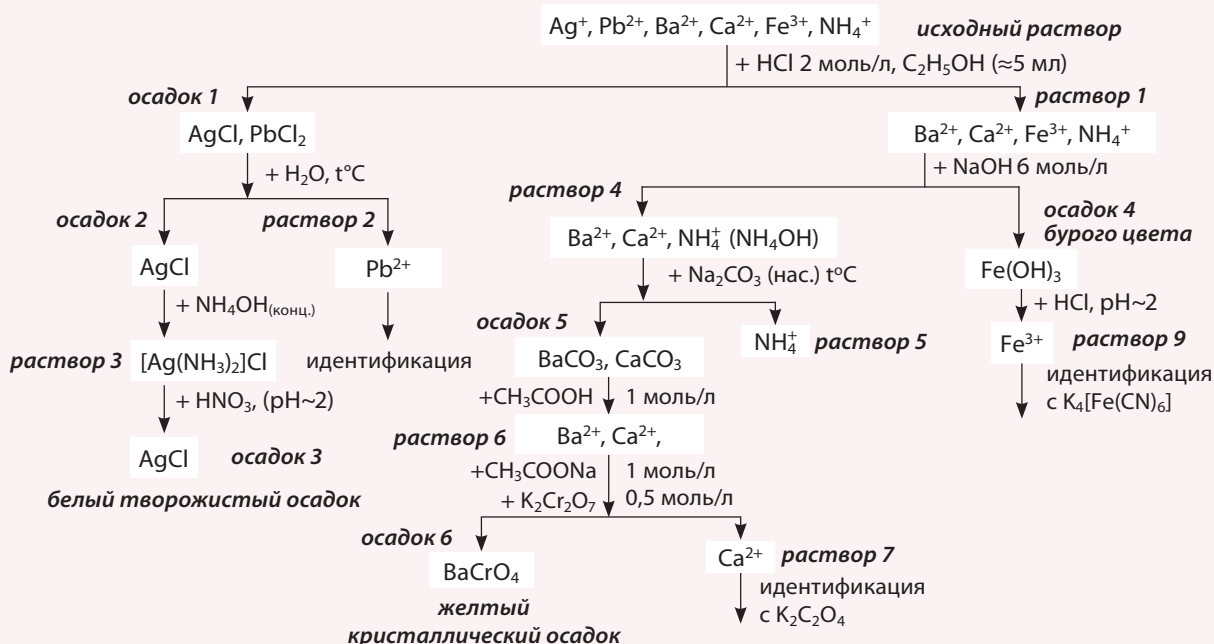
6. Идентификация ионов Fe^{3+}

Осадок 4 обрабатывают минимальным количеством раствора соляной кислоты 2 моль/л и в полученном растворе идентифицируют ионы Fe^{3+} с помощью раствора тиоцианата калия. Окрашивание раствора в красный цвет свидетельствует о присутствии ионов Fe^{3+} .

Выполните!

Какие выводы можно сделать, если при промывании горячей водой осадок 1 полностью растворится?

Схема систематического хода анализа смеси катионов



Примечание: Проверьте полноту осаждения при выделении каждой группы катионов.

7. Идентификация катионов II аналитической группы

Осадок 5 растворяют, обрабатывая раствором уксусной кислоты, затем добавляют раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В присутствии ионов бария в растворе образуется желтый кристаллический осадок. В этом случае после полного осаждения ионов Ba^{2+} осадок отделяют от раствора, а ионы кальция идентифицируют в растворе с помощью оксалата аммония или калия. Образование белого кристаллического осадка свидетельствует о присутствии ионов кальция в растворе.

Наличие ионов NH_4^+ определяли в отдельной пробе (см. с. 153, п. 1).

В зависимости от результатов операций, выполненных в ходе анализа, определяют катионный состав анализируемого образца.

Идентификация анионов в смеси обычно проводится после идентификации катионов, что значительно облегчает работу, так как, зная катионный состав и результаты органолептического анализа раствора, можно исключить наличие некоторых анионов. Предлагаемый вариант предусматривает наличие анионов, реакции идентификации которых были рассмотрены ранее (параграф 6.5), а в качестве катионов используют Na^+ , K^+ , NH_4^+ . Таким образом, раствор не содержит осадка.

Если проводить реакции идентификации анионов Cl^- , SO_4^{2-} и CO_3^{2-} в определенном порядке, то работу можно выполнить без проведения операций разделения компонентов смеси. Итак, к 3–5 мл анализируемого раствора в пробирке, снабженной газоотводной трубкой, добавляют 5–7 капель азотной кислоты 2 моль/л. В присутствии ионов CO_3^{2-} выделяется газ CO_2 , который при пропускании через известковую воду вызывает ее помутнение.

В другой порции раствора (5–7 капель) идентифицируют SO_4^{2-} , добавляя 3–5 капель $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 2 моль/л и 1–2 мл раствора азотной кислоты 2 моль/л. Образование белого осадка свидетельствует о присутствии ионов SO_4^{2-} в анализируемом растворе.

Для идентификации ионов Cl^- осадок, образующийся при идентификации SO_4^{2-} , отделяют от раствора центрифугированием и к центрифугату добавляют 1–2 мл раствора AgNO_3 0,1 моль/л. В случае присутствия ионов Cl^- образуется белый творожистый осадок, растворимый в концентрированном растворе NH_4OH .



Качественный анализ состава раствора, содержащего неизвестную соль

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Цель данной работы — провести качественный анализ вещества, в состав которого могут входить катионы и анионы, реакции идентификации которых были изучены ранее.

Если обратиться к таблице растворимости солей (с. 200), то можно увидеть, что некоторые соли, состоящие из изученных катионов и анионов, растворимы, другие — малорастворимы или нерастворимы. Очевидно, что способ анализа соли определяется ее способностью растворяться в воде. Исходя из этого, мы разрабатываем методику определения катионного и анионного состава растворимой/нерастворимой в воде соли.

Оборудование и реактивы

Центрифуга, электронагреватель или спиртовка, микроскоп, предметные стекла, набор цилиндрических и конических пробирок, стеклянная палочка, пипетки Пастера, универсальная индикаторная бумага, промывалка с дистиллированной водой, набор реактивов для проведения реакций идентификации катионов и анионов.

Анализ смеси солей проводится в несколько этапов по определенной схеме и называется *систематическим анализом*. Идентификация компонентов образца, предложенного для анализа, не требует систематического анализа, так как содержит только одну соль, что исключает присутствие посторонних ионов.

Ход работы

Предварительные испытания: Проводят органолептический анализ выданного твердого вещества. Затем определяют растворимость образца в воде. Если образец растворился в воде, определяют среду раствора. Учитывая, что образец был растворен в воде и исходя из условия, что он содержит одну соль, идентификацию состава можно провести по схеме, приведенной в *таблице 6.2*.

К отдельным порциям анализируемого раствора добавляют растворы реактивов, указанных в предлагаемой таблице, и обработку осадков проводят после их промывания небольшими порциями дистиллированной воды.

Таблица 6.2. Схема анализа соли неизвестного состава, растворимой в воде

		Ход работы	Наблюдаемый аналитический сигнал	Уравнение возможной реакции	Выводы
Анализируемый раствор	1	Определение pH раствора			
	2	+ NaOH 2 моль/л, нагревание и идентификация NH ₃	Окрашивание влажной индикаторной бумаги в синий цвет Индикаторная бумага не окрашивается		
	3	+ HCl 2 моль/л, + C ₂ H ₅ OH	Образование осадка (осадок 1)		
	4	Осадок 1 + горячая H ₂ O	Растворяется полностью Не растворяется (осадок 2)		
	5	Осадок 2 + NH ₄ OH конц. избыток	Растворяется		
	6	+ избыток NaOH 6 моль/л	Образование осадка коричневого цвета (осадок 3)		
	7	+ насыщенный раствор Na ₂ CO ₃	Образование осадка (осадок 4)		
	8	Осадок 4 + CH ₃ COOH, + K ₂ Cr ₂ O ₇	Образование осадка желтого цвета		
Анализируемый раствор	9	+ раствор BaCl ₂ , + HNO ₃ 6 моль/л	Образование осадка белого цвета Выделяется бесцветный газ без запаха, который вызывает помутнение известковой воды		
	10	+ р-р AgNO ₃ , + HNO ₃ 2 моль/л	Образование творожистого осадка белого цвета		

В том случае, если анализируемый образец нерастворим в воде, с учетом набора изучаемых катионов и анионов он может содержать карбонаты всех катионов, кроме карбоната аммония, сульфат бария, свинца или кальция, хлорид свинца или серебра. Все эти соли кристаллические, имеют белый цвет, только карбонат серебра имеет бледно-желтый цвет. Анализ нерастворимого вещества можно провести по схеме, приведенной в *таблице 6.3*.

Таблица 6.3. Анализ соли, нерастворимой в воде, содержащей изученные катионы и анионы

		Ход работы	Наблюдаемый аналитический сигнал	Уравнение возможной реакции	Выводы
Вещество твердое, нерастворимое в воде	1	$K \approx 0,1$ г вещества добавляют ≈ 5 мл раствора NH_4OH конц.	Вещество растворяется Вещество не растворяется		
	2	Если вещество не растворяется в п. 1 около 0,1 г вещества обрабатывают горячей водой	Вещество растворяется Вещество не растворяется		
	3	Если вещество не растворяется в условиях, описанных в п.1, $K \approx 0,2$ г вещества добавляют 3–4 мл HNO_3 2 моль/л	Вещество растворяется с выделением бесцветного газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды Вещество не растворяется		
Вещество твердое, нерастворимое в воде	4	Если вещество не растворяется в условиях, описанных в пп.1–3, то $\approx 0,2$ г вещества обрабатывают при кипячении насыщенным раствором Na_2CO_3 , затем осадок обрабатывают уксусной кислотой	Вещество растворяется Вещество не растворяется		

Присутствие катионов и анионов в растворах, полученных в пунктах 1–4 (*табл. 6.3*), определяют по схеме *таблицы 6.2* (с. 156) с учетом условий их получения.

Выполните операции, указанные в *таблицах 6.2* и *6.3*, заполните таблицы. В зависимости от аналитических сигналов, наблюдаемых в результате действия соответствующих аналитических реагентов на анализируемый раствор, на нерастворимое вещество и полученные осадки, сделайте выводы о составе анализируемой соли.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Аргументируйте необходимость деления катионов на аналитические группы в качественном анализе.
2. Объясните различия в понятиях «групповой реактив» и «специфический реактив».
3. Распределите катионы Ca^{2+} , Fe^{3+} и NH_4^+ по аналитическим группам. Укажите групповые реактивы и продукты их взаимодействия с предложенными катионами.
4. Предложите способ разделения сульфатов Pb^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+} в смеси. Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Опишите операции, с помощью которых можно идентифицировать ион Cl^- . Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Объясните принципы классификации катионов на аналитические группы.
7. С помощью какой реакции можно идентифицировать ион Ca^{2+} в присутствии ионов Pb^{2+} и Ba^{2+} ?
8. Назовите реактив, с помощью которого можно идентифицировать катион NH_4^+ в присутствии других катионов.
9. Объясните, почему групповым реактивом на I группу анионов является раствор $BaCl_2$ в нейтральной или слабощелочной среде, а на II группу анионов — нитрат серебра в среде HNO_3 (2 моль/л).

7

КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ. ТИТРИМЕТРИЯ (ВОЛЮМЕТРИЯ) (для реального профиля)

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к химическому анализу, в ситуациях устного и письменного общения;
- разрабатывать и применять алгоритмы: а) вычисления молярной концентрации ионов по уравнениям диссоциации; б) вычисления значений pH/pOH;
- моделировать с помощью химических уравнений диссоциацию сильных и слабых электролитов; с помощью молекулярных и ионных уравнений взаимодействия в растворах электролитов;
- решать задачи: а) на приготовление растворов с определенной молярной концентрацией/массовой долей; б) на основе ионного произведения воды на определение pH/pOH в растворах сильных кислот/оснований; в) в волюметрии на основании понятия *молярная концентрация*;
- исследовать экспериментально реальные/моделированные проблемные контексты, связанные с необходимостью приготовления растворов; выполнения химического анализа.

Титриметрические (объемные)

7.1. методы анализа. Общие сведения

Ключевые понятия

- Методы количественного анализа
- Кислотно-основное титрование
- Градуированная посуда
- Операции титрования
- Аликвотная часть
- Конец титрования
- Стандартный раствор
- Кислотно-основные индикаторы

Примечание

Приведите примеры применения количественного анализа в различных областях жизнедеятельности человека.

Целью количественного анализа является выявление количественных соотношений элементов или групп элементов в веществе или веществ в смеси. На основе результатов количественного анализа определяют соотношение масс компонентов в анализируемой смеси, количество вещества в растворе или смеси, молекулярный состав исследуемого вещества и пр.

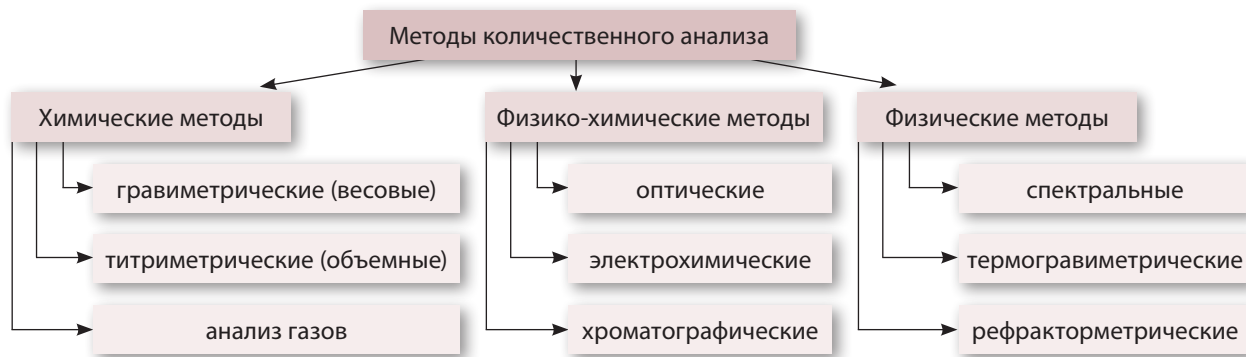
Количественный анализ играет огромную роль не только в химии, но и в других областях жизни общества. Достижения в медицине, микробиологии, пищевой промышленности, фармакологии, агрохимии, геологии, металлургии и других отраслях неразрывно связаны с аналитической химией, в частности, с количественным анализом.

Методы количественного анализа обычно делят на три группы: *химические методы*, *физикохимические* и *физические методы анализа* (схема 7.1). Последние два еще называют *инструментальными методами*. Химические методы анализа включают *гравиметрический* (весовой), *титриметрический* (объемный) и *анализ газов*. Сущность *гравиметрии* состоит в осаждении определяемого иона в виде малорастворимого соединения или выделение его в виде газа и определение их массы. *Титриметрия* основана на измерении объемов растворов реагирующих веществ, способ взаимодействия и концентрация одного из которых известны.

Производство качественных продуктов и современные технологии во всех областях человеческой деятельности требуют организации строгого аналитического контроля качества сырья и конечных продуктов, характеризуемого высокой точностью результатов и быстротой их получения.

Своевременное знание параметров состава продукта, пусть даже с не очень высокой точностью, позволяет оперативно вносить изменения в технологический процесс производства с

Схема 7.1. Классификация методов количественного анализа



целью соответствия качества продукции параметрам, установленным нормативными документами. В пищевой, фармацевтической, химической промышленности, в металлургии при выполнении химического анализа имеет первостепенное значение длительность его выполнения (непродолжительность, экспрессность), что является одним из требований, предъявляемых к методам количественного анализа. Зачастую даже самые точные результаты количественного анализа бесполезны, если они не предоставлены вовремя.

При выполнении титриметрического анализа, как правило, к точно измеренному объему анализируемого раствора (*аликвотному объему*) добавляют небольшими порциями раствор аналитического реактива до полного израсходования определяемого компонента. Эта операция называется *титрованием*. Момент, когда к раствору определяемого компонента добавлено количество аналитического реактива (*титранта*), определяемое значениями стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции, называется *точкой эквивалентности*.

Требования к реакциям, используемым в титриметрическом анализе. Реакции, применяемые в титриметрическом анализе, должны отвечать следующим требованиям:

- взаимодействие веществ должно протекать в строго стехиометрических соотношениях (молярное соотношение реагентов);
- реакция должна быть практически необратимой;
- не допускается протекание побочных или параллельных реакций с участием аналитического реактива или титруемого вещества;
- реакция должна протекать с достаточно большой скоростью;
- должна быть возможность определения точки эквивалентности или момента завершения реакции.

Особенность титриметрического метода анализа заключается в том, что при титровании не добавляется избыток реактива, а количество, которое строго необходимо для взаимодействия с рассматриваемым веществом, в соответствии с уравнением реакции. Вычисления результатов титриметрического анализа осуществляются на основе закона эквивалентов, согласно которому в точке эквивалентности количества реагентов (выраженных в молях эквивалента) равны.

Необратимость реакций продиктована невозможностью добавления избытка аналитического реактива для смещения равновесия в сторону продуктов реакции. Добавленный реактив в процессе титрования должен расходоваться только на взаимодействие с определяемым компонентом, поэтому не допускается протекание побочных и параллельных реакций, которые делают невозможными вычисления результатов анализа.

Вполне понятно, что реакции, применяемые в титриметрическом анализе, должны протекать с достаточно высокой скоростью, так как в противном случае становится невозможным точное определение точки эквивалентности. Момент титрования, в который анализируемый компонент полностью расходуется на взаимодействие с добавленным реактивом, должен сопровождаться видимым эффектом (*аналитическим сигналом*). Применение реакций, протекающих медленно, затрудняет или делает невозможным определение точки эквивалентности.

Для выполнения титриметрического анализа необходимы:

- раствор аналитического реактива точно известной концентрации, называемый *титрантом*, или *стандартным раствором*, который взаимодействует с определяемым компонентом;
- мерная химическая посуда для точного измерения объемов растворов титранта и определяемого компонента. В титриметрическом анализе объемы растворов измеряют *пипетками, бюретками и мерными колбами*;
- установка для проведения титрования, включая металлический штатив, в котором закреплена бюретка;
- возможность точной фиксации точки эквивалентности.



В титриметрическом анализе молярная концентрация стандартных растворов выражается с точностью до десяти тысячных моль/л (четыре знака после запятой), а их титр — четырьмя значащими цифрами.

Всю используемую в титриметрии посуду тщательно моют и ополаскивают дистиллированной водой.

7.1.1. Измерение объемов в титриметрическом анализе и возможные ошибки

В титриметрических методах анализа, наряду с операциями взвешивания и титрования, измерение объемов является самой важной операцией (поэтому эта группа методов и называется *волюметрией* — volum — объем). Измерение объемов растворов в титриметрии производят для определения концентрации анализируемого объекта по результатам эксперимента. Единицей измерения объема в титриметрии является $дм^3$ или *литр (л)*. Данная единица измерения определяется как объем, занимаемый 1 кг дистиллированной воды при температуре 4 °С. В титриметрических расчетах с применением закона эквивалентов может быть использована тысячная доля литра — миллилитр (при условии, что в обеих частях равенства применяют одинаковые единицы измерения).

Химическую посуду, предназначенную для измерения объемов с высокой точностью, можно разделить на два типа:

- *градуированная посуда для заполнения* (маркировка указывает, какой объем займет раствор, если посуда заполнена до указанной метки);
- *градуированная посуда для выливания* (маркировка указывает, какой объем жидкости находится в сосуде, заполненной до определенного уровня, а затем, какой объем жидкости вылит).

Мерные колбы являются градуированной посудой для заполнения, они имеют плоское дно и удлиненное горлышко, на которое нанесена круговая метка (предел заполнения) (рис 7.1). Мерные колбы могут быть с притертой пробкой или без нее, и используются они для приготовления растворов точной концентрации (стандартных растворов). Для этого пробу вещества количественно переносят в колбу, растворяют и доводят объем раствора до метки растворителем. Если растворение вещества сопровождается выделением или поглощением тепла, необходимо немного подождать, пока температура нормализуется, затем довести объем раствора дистиллированной водой (или другим растворителем),



Рис 7.1. Мерные колбы

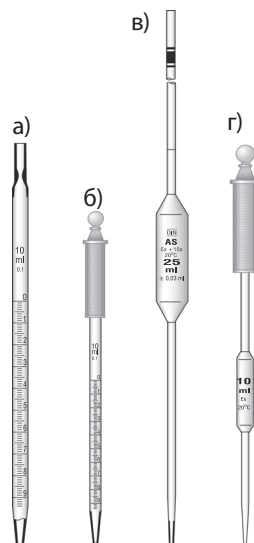


Рис. 7.2. Пипетки для измерения объемов растворов:

- а) — градуированная пипетка;
 б) — градуированная пипетка с поршнем;
 в) — мерная пипетка;
 г) — мерная пипетка с поршнем

используя для этого пипетку. Колбу закрывают притертой пробкой и перемешивают содержимое взбалтыванием. Мерные колбы бывают разных объемов: 25 мл, 50 мл, 100 мл, 250 мл, 500 мл, 1000 мл, 2000 мл.

Пипетки относятся к градуированной посуде для выливания и бывают двух видов:

- *Пипетка мерная*, которая представляет собой стеклянную трубку с расширением посередине (мерная пипетка с расширением) и круговой меткой в верхней части, до которой ее заполняют раствором. В практике используют мерные пипетки объемом 1 мл, 2 мл, 5 мл, 10 мл, 20 мл, 50 мл, 100 мл (рис. 7.2).
- *Пипетка градуированная*, которая представляет собой стеклянную трубку с тонким концом и градуировкой в миллилитрах и долях миллилитра. Используют для отбора малых и точных объемов растворов.

Для измерения и отбора объема жидкости пипеткой нижний суженный конец пипетки окунают в раствор и с помощью груши или шприца набирают в нее раствор выше метки нужного объема. Затем грушу (шприц) убирают, быстро закрывая пипетку указательным пальцем и ослабляя давление пальца на пипетку, выпускают лишний раствор до тех пор, пока нижний край мениска не коснется метки, после чего палец опять прижимают. В таком состоянии пипетку с раствором переносят в колбу для титрования, дают жидкости вытечь, затем колбу наклоняют и кончиком пипетки касаются дна, пока из пипетки не перестанет вытекать раствор (рис. 7.3).

Бюретки представляют собой градуированные цилиндрические трубки, снабженные краном или специальным приспособлением, через которые выливается жидкость. Регулируют поток жидкости с помощью крана или зажима, установленного на резиновом наконечнике (зажим Мора) или внутри резинового наконечника (шариковый зажим) бюретки (рис. 7.4). Существуют бюретки со стеклянным или тефлоновым краном (рис. 7.5).

Для титрования бюретку укрепляют вертикально в лабораторном штативе (рис. 7.4). Сначала бюретку промывают дистиллированной водой, а потом раствором, чтобы избежать изменения его концентрации при смешивании с капельками воды, которые могут оказаться на внутренней поверхности бюретки. После этого бюретку заполняют раствором титранта выше отметки, от которой будут производить отсчет. Пользуясь зажимом (выпуская лишнюю жидкость и уда-

Примечание

Не допускается выдувание оставшихся капель раствора из пипетки в колбу Эрленмейера (коническую колбу).

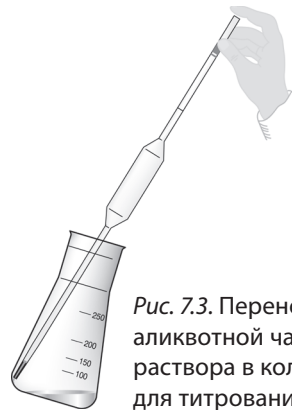


Рис. 7.3. Перенос аликвотной части раствора в колбу для титрования

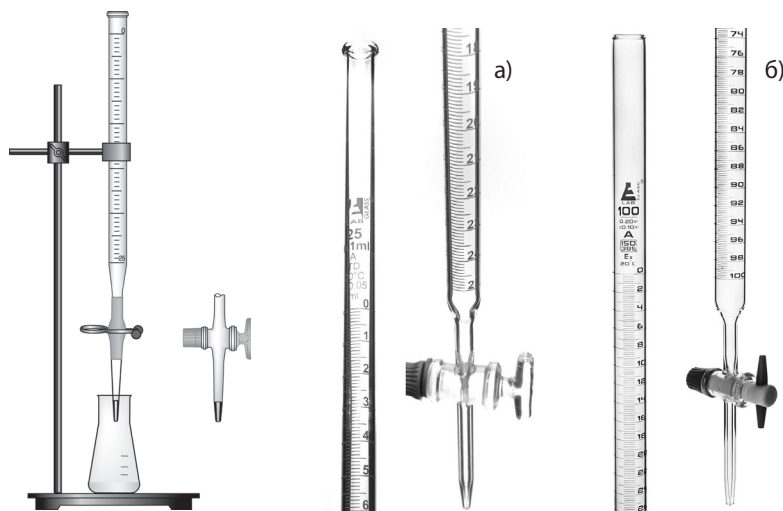


Рис. 7.4. Установка для титрования

Рис. 7.5. Бюретки: а) — прямая со стеклянным краном; б) — прямая с тефлоновым краном

лив воздух из наконечника), необходимо установить уровень жидкости на «ноль». Прежде чем начать титровать, следует убедиться, что уровень жидкости расположен правильно. Отсчет по бюретке делают таким образом, чтобы нижний мениск смачивающей жидкости приходился на метку, а метка находилась на уровне глаз аналитика (рис. 7.6; б). Любой другой вариант приведет к положительной (рис. 7.6; а) или отрицательной (рис. 7.6; в) ошибке (погрешности).

Для измерения приблизительных объемов растворов с погрешностью $\pm 1-5\%$ используют пробирки, цилиндры, градуированные стаканы и др., измерение с их помощью будет менее точным, потому что диаметр этих приборов относительно велик.

7.1.2. Выполнение операций титрования



Титрование — это операция последовательного добавления маленькими порциями (по каплям) аналитического реактива (титранта) в точно измеренный объем раствора анализируемого компонента до тех пор, пока их количества, выраженные в молях эквивалента, в растворе будут равны.

Примечание

Химическую посуду, используемую для точного измерения объемов растворов (мерные колбы, бюретки, пипетки и пр.), нельзя нагревать на водяной бане или пламени горелки.

Выполните!

Объясните, почему объем анализируемого раствора должен быть точно измеренным.

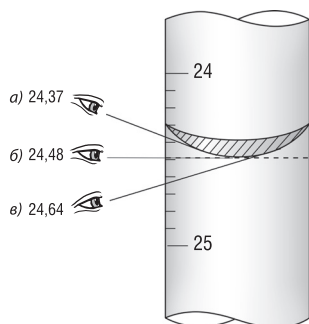


Рис. 7.6. Определение уровня жидкости: а, в — неверно; б — верно

Каждая операция титрования имеет свою специфику, зависящую от используемого титриметрического метода и природы анализируемого вещества, но при выполнении большинства титрований выполняется ряд общих операций. Как было указано, всю посуду, применяемую в титриметрическом методе анализа, готовят заранее, и она должна быть абсолютно чистой.

Анализируемую пробу растворяют (или разбавляют) и отбирают точно измеренный объем. Как правило, для приготовления анализируемого раствора пользуются мерными колбами.

В бюретку заливают раствор титранта, а в коническую колбу (колбу Эрленмейера) помещают отобранный для анализа объем анализируемого раствора (аликвотную часть), в которую добавляют соответствующий индикатор для точной фиксации конца титрования.



Объем раствора, взятый для титрования, представляет собой определенную часть раствора анализируемого компонента и называется *аликвотным объемом*, или *аликвотной частью*.

Носик бюретки должен находиться на 3–4 см ниже краев колбы Эрленмейера. После удаления воздуха из носика бюретки, устанавливают объем стандартного раствора на метке «0» и начинают титровать, добавляя титрант маленькими порциями (0,3–0,5 мл) в колбу Эрленмейера, в которой находится аликвотная часть анализируемого раствора, постоянно перемешивая раствор. Операцию проводят до *точки эквивалентности*. Точка эквивалентности или, на практике, точка окончания реакции, протекающей в процессе титрования (*конец титрования*), определяется с помощью *индикаторов*, которые изменяют окраску при добавлении маленького объема (капли) избытка титранта. Первое титрование, выполненное таким образом, позволяет приблизительно определить объем титранта, расходуемого на реакцию с определяемым компонентом, и называется *пробным (приблизительным) титрованием*. Далее, для определения *точного* объема титранта, который соответствует точке эквивалентности, титрование повторяют несколько раз, сначала добавляя титрант в количестве половины порции, по-

лученной в пробном титровании, затем добавляют титрант по $\approx 0,5\text{--}1$ мл и только последнюю порцию (около 1,0–1,5 мл) прибавляют по каплям до точки эквивалентности.

Из трех сходных результатов, отличающихся не более чем на 0,2 мл, рассчитывают среднее значение, которым и оперируют в дальнейших вычислениях.



В титриметрических методах анализа определяют не количество продукта реакции, а количества веществ, которые полностью реагируют между собой, поэтому реактивы берут в строго эквивалентных соотношениях, не допуская избыток ни одного из них.

7.1.3. Стандартные растворы. Приготовление растворов титрантов

Использование в титриметрическом анализе растворов титрантов известной концентрации продиктовано сущностью метода и является одним из условий получения точных результатов проведенного анализа. В титриметрии растворы титрантов делят на две группы по способам приготовления стандартных растворов: *первичные* и *вторичные стандартные растворы*.

Первичные стандартные растворы готовят растворением навески вещества известной массы, взятой, как правило, с точностью до десятичных долей грамма (четыре цифры после запятой) в определенном объеме дистиллированной воды. Их еще называют *приготовленными стандартными растворами титрантов*. Вещества, используемые для приготовления первичных стандартных растворов, имеют состав, строго соответствующий химической формуле, и называются *стандартными веществами*, или *эталонами*.

Большинство химических веществ (NaOH , HCl , H_2SO_4 , KOH , KMnO_4 и др.) не могут быть эталонами, поэтому их нельзя использовать для приготовления первичных стандартных растворов. Несмотря на это, растворы этих веществ широко используют в качестве титрантов в титриметрических методах анализа. Если вещество не может быть эталоном для приготовления первичного стандартного раствора, то сначала готовят раствор приблизительно необходимой концентрации, а затем устанавливают его точную концентрацию (*стандартизируют*), титруя аликвотную часть подходящим первичным стандартным раствором. Эта операция называется *стандартизацией раствора титранта*, именуемого *вторичным стандартным раствором*, или *стандартизированным раствором*.

Молярная концентрация стандартных растворов, используемых в титриметрических методах анализа, выражается четырьмя цифрами после запятой, четвертая округляется.

Именно вторичные стандартные растворы чаще используют в качестве титрантов, потому что химические соединения, из которых их готовят, более доступны. Концентрации вторичных стандартных растворов рекомендуется устанавливать в условиях, аналогичных условиям проведения анализов.

В лабораторной практике первичные стандартные растворы могут быть приготовлены из так называемых *фиксаналов*, которые представляют собой запаянные стеклянные ампулы с определенным количеством содержащегося вещества в твердом виде или в растворе (рис. 7.7). Как правило, в одной ампуле содержится 0,1000 моль эквивалента соответствующего вещества. Информацию об этом и срок хранения указывают на ампуле.

При приготовлении растворов содержимое ампулы количественно переносят в мерную колбу, растворяют (если это твердое вещество), затем объем раствора доводят до метки дистиллированной водой. Полученный раствор тщательно перемешивают для выравнивания концентрации растворенного вещества во всем объеме.



Рис. 7.7. Стеклянная ампула, содержащая определенное количество вещества титранта (фиксанал)

7.1.4. Расчеты в титриметрическом анализе

Вычисления, проводимые в титриметрическом анализе, можно разделить на две группы:

- вычисления, связанные с приготовлением растворов титрантов при растворении стандартных веществ или разбавлением концентрированных растворов;
- расчеты концентраций анализируемых растворов и масс соответствующих компонентов.

С основными способами выражения концентрации растворов и соответствующими вычислениями вы уже знакомы (с. 121–122). Следует отметить, что в титриметрическом анализе чаще используются *молярная концентрация эквивалента* (нормальная концентрация) и *титр* раствора.

Молярная концентрация эквивалента показывает количество вещества, выраженное в молях эквивалента, содержащееся в одном литре.

****Пример 1.** Рассчитайте массу кристаллогидрата щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), необходимую для приготовления раствора объемом 200 мл и молярной концентрацией эквивалента (нормальной концентрацией) 0,1500 моль/л. Фактор эквивалентности щавелевой кислоты составляет 1/2. $M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 126,066$ г/моль.

Решение: Для расчета массы пробы применим формулу:

$$m(X) = C_M(fX) \cdot M(fX) \cdot V_{p-pa}$$

Подставив известные данные из условия задачи, получим:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,1500 \text{ моль/л} \cdot 1/2 \cdot 126,066 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л} = 1,8910 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 1,8910 \text{ г}$.

При выполнении титриметрического анализа часто приходится разбавлять растворы. Необходимые расчеты можно сделать, применив закон разбавления раствора:

$$C_{M1}(A) \cdot V_1(A) = C_{M2}(A) \cdot V_2(A) \quad (7.1)$$

Где: C_{M1} и V_1 — молярная концентрация и объем раствора до разбавления; C_{M2} и V_2 — соответственно молярная концентрация и объем раствора после разбавления.

Таким образом, зная концентрацию исходного раствора, можно рассчитать объем, необходимый для приготовления любого объема раствора с меньшей концентрацией.

Пример 2. Рассчитайте, какой объем раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 1,0000 моль/л надо взять для приготовления 250 мл раствора соляной кислоты, молярная концентрация в котором 0,2000 моль/л.

Решение: Применим закон разбавления:

$$1,0000 \cdot V_1 = 0,2000 \cdot 250,00$$

$$\text{Откуда: } V_1 = \frac{0,2000 \text{ моль/л} \cdot 250,00 \text{ мл}}{1,0000 \text{ моль/л}} = 50,00 \text{ мл}$$

Ответ: $V(\text{HCl}) = 50,00 \text{ мл}$.

Используя математическое выражение (7.1), можно рассчитать концентрацию раствора, полученного после разбавления, если известны концентрация исходного раствора и его объемы до и после разбавления.

Вычисления результатов в титриметрическом анализе основано на законе эквивалентов, который можно сформулировать следующим образом:

Примечание

Так как для одноосновных кислот и одноосновных оснований $C_M = C_N$, то для этих случаев в выражение закона эквивалентов можно подставлять молярные концентрации.



Произведения нормальных концентраций (C_N) и объемов растворов взаимодействующих веществ (V) в точке эквивалентности представляют собой равные величины.

Для общего случая:



закон эквивалентов можно выразить соотношением:

$$C_N(A) \cdot V(A) = C_N(B) \cdot V(B) \quad (7.2)$$

Где: $C_N(A)$ и $V(A)$ представляют собой нормальную концентрацию и объем раствора А;

$C_N(B)$ и $V(B)$ — представляют собой нормальную концентрацию и объем раствора В.

Таким образом, если известны объем раствора анализируемого компонента и объем и нормальная концентрация титранта, можно рассчитать концентрацию определяемого компонента в анализируемой пробе:

$$C_N(A) = \frac{C_N(B) \cdot V(B)}{V(A)} \quad (\text{моль/л}) \quad (7.3)$$

Зная нормальную концентрацию титруемого раствора и молярную массу эквивалента вещества, можно рассчитать массу вещества в анализируемом растворе по формуле:

$$m(A) = C_N(A) \cdot M(fA) \cdot V(A) \quad (7.4)$$

Где: $m(A)$ — масса вещества (А), г;

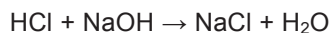
$C_N(A)$ — нормальная концентрация раствора вещества (А), моль /л;

$M(fA)$ — молярная масса эквивалента вещества (А), г/моль;

$V(A)$ — объем раствора вещества (А), л.

Пример 3. На титрование 10,00 мл раствора гидроксида натрия расходуется 18,50 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,1245 моль/л. Рассчитайте массу гидроксида натрия, содержащегося в анализируемом растворе объемом 500 мл.

Решение: Записываем уравнение реакции взаимодействия гидроксида натрия с соляной кислотой:



Факторы эквивалентности гидроксида натрия и соляной кислоты равны 1, значит:

$$C_N(\text{HCl}) = C_M(\text{HCl}); \quad C_N(\text{NaOH}) = C_M(\text{NaOH})$$

и молярные массы эквивалентов гидроксида натрия и соляной кислоты равны их молярным массам.

Из математического выражения закона эквивалентов:

$$C_M(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = C_M(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

выводим концентрацию гидроксида натрия:

$$C_M(\text{NaOH}) = \frac{C_M(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})}$$

Подставив численные значения, рассчитаем концентрацию раствора гидроксида натрия:

$$C_M(\text{NaOH}) = \frac{0,1240 \text{ моль/л} \cdot 18,5 \text{ мл}}{10 \text{ мл}} = 0,2294 \text{ моль/л}$$

Затем рассчитаем массу вещества, содержащегося в 500 мл раствора:

$$m(\text{NaOH}) = C_M(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 0,2294 \text{ моль/л} \cdot 40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л} = 4,5880 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaOH}) = 4,5880 \text{ г}$.

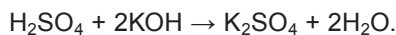


Массы веществ, рассчитанных по результатам титриметрического анализа, выражают с точностью до тысячной доли грамма (три знака после запятой).

Если концентрация титранта выражена через титр, то сначала определяют его нормальную концентрацию, а затем вычисления сводят к приведенным выше.

****Пример 4.** На титрование аликвотной части раствора серной кислоты объемом 20 мл расходуется раствор гидроксида калия объемом 15,45 мл, титр которого 0,005604 г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты и ее массу в анализируемом растворе объемом 200 мл.

Решение: Записываем уравнение реакции взаимодействия серной кислоты с гидроксидом калия:



Фактор эквивалентности серной кислоты равен 1/2 (в молекуле серной кислоты замещены два иона водорода), а для гидроксида калия он равен 1. Таким образом, $C_N(\text{KOH}) = C_M(\text{KOH})$. Определяем молярную концентрацию раствора гидроксида калия:

$$C_M(\text{KOH}) = \frac{T(\text{KOH}) \cdot 1000}{M(\text{KOH}) \cdot 1 \text{ л}} = \frac{0,005611 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл}}{56,106 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л}} = 0,1000 \text{ моль/л}$$

Определяем нормальную концентрацию серной кислоты, используя выражение, выведенное из закона эквивалентов:

$$C_M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C_M(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH})}{V(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{0,1000 \text{ моль/л} \cdot 15,45 \text{ мл}}{20 \text{ мл}} = 0,0773 \text{ моль/л}$$

Рассчитываем массу серной кислоты, которая находится в заданном объеме:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C_M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,0773 \text{ моль/л} \cdot 1/2 \cdot 98,07 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л} = 0,758 \text{ г}$$

Ответ: $C_M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,0773 \text{ моль/л}$; $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,758 \text{ г}$.

Применив закон эквивалентов, можно производить и другие расчеты в титриметрическом анализе.

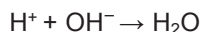


При вычислении результатов титрования для многоосновных кислот и многокислотных оснований используют только нормальную концентрацию.

Кислотно-основное титрование.

7.2. Стандартные растворы

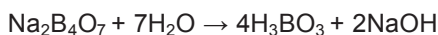
Титрование, основанное на реакции ионов гидроксония (в упрощенной форме — ионов водорода) с гидроксид-ионами с образованием слабодиссоциированных молекул воды:



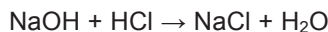
лежит в основе группы методов кислотно-основного титрования.

**Стандартизация растворов кислот проводится с помощью растворов карбоната натрия (Na_2CO_3) или тетрабората натрия (бура), существующего в твердом состоянии в виде кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Тетраборат натрия гидролизует по сложной схеме, однако в упрощенной форме этот процесс можно выразить уравнением:



Образующаяся щелочь реагирует с кислотой согласно уравнению:



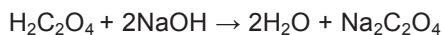
Сложив два уравнения, получим схему суммарного процесса:



Фактор эквивалентности тетрабората натрия равен 1/2, а следовательно, молярная масса эквивалента буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ равна половине молярной массы:

$$M(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 381,42/2 = 190,71 \text{ г/моль}$$

Растворы щелочей стандартизируют раствором щавелевой кислоты. Свежеперекристаллизованная щавелевая кислота представляет собой кристаллогидрат $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Согласно уравнению реакции взаимодействия щавелевой кислоты со щелочью:



определяем, что фактор эквивалентности щавелевой кислоты равен 1/2, и соответственно молярная масса эквивалента кислоты равна половине молярной массы:

$$M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 1/2 \cdot 126,066 = 63,0330 \text{ г/моль}$$

Согласно кислотно-основному равновесию в водных растворах, реакция, протекающая при титровании кислоты щелочью, сопровождается уменьшением концентрации ионов водо-

рода и увеличением концентрации гидроксид-ионов, т. е. она протекает с переходом от кислой среды через нейтральную к щелочной. При титровании щелочи кислотой соответственно — от щелочной среды через нейтральную к кислой.

Графическое представление изменения величины рН в зависимости от объема добавленного титранта представлено на рисунке 7.8 и называется *кривой титрования*.

Кривая титрования состоит из трех фрагментов, отображающих процесс титрования, в ходе которых значение рН изменяется разным образом. С начала титрования и почти до точки эквивалентности имеет место медленный рост рН (этап I). Так, с начала титрования и до момента, когда добавлено 99,9 мл титранта (99,9 % кислоты оттитровано), рН раствора изменяется на 2,3 единицы. Вблизи точки эквивалентности наблюдается резкий скачок рН (этап II). С момента, когда в растворе еще осталось 0,1 мл не оттитрованной кислоты (HCl) (0,1 % от общего количества) и до добавления 0,1 мл избытка щелочи (0,1 % от количества, соответствующего точке эквивалентности), рН изменяется на 5,4 единицы. Точка эквивалентности совпадает с точкой нейтрализации (рН = 7). После перехода точки эквивалентности рН снова начинает медленно меняться (этап III).

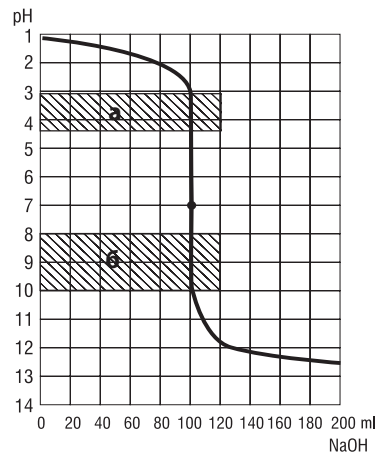


Рис. 7.8. Кривая титрования 100 мл HCl (0,1000 моль/л) раствором NaOH (0,1000 моль/л). Интервалы перехода окраски индикаторов: а — метилоранжа; б — фенолфталеина

! Резкое изменение значения рН вблизи точки эквивалентности называется *скачком титрования*.

Принимая во внимание непосредственную близость скачка титрования к точке эквивалентности, не трудно понять, что эта область кривой титрования является самой важной и наиболее информативной. Величина скачка титрования зависит от концентрации титруемого компонента и титранта, от силы электролитов и от температуры.

Таким образом, кривая титрования является основной характеристикой образующейся при титровании системы и позволяет определять интервал значений рН, в котором лежит скачок титрования.

Кислотно-основные индикаторы, используемые в титриметрических определениях, должны менять свою окраску в интервале рН скачка титрования.

Кривая титрования может быть построена на основании расчетов рН в процессе титрования, а также исходя из экспериментальных данных — при измерении рН раствора в процессе титрования с помощью прибора, называемого рН-метром. Таким образом, различают *теоретические* кривые титрования, построенные на основе расчетов, и *практические* — на основе экспериментально полученных данных.

Примечание ✓
Интервал перехода индикатора — это интервал рН, в котором индикатор меняет цвет.

РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ

****1.** Образец щавелевой кислоты $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ массой 1,9697 г растворен в мерной колбе объемом 250,00 мл. Вычислите нормальную концентрацию кислоты в полученном растворе.

Ответ: $C_M(1/2H_2C_2O_4) = 0,1250$ моль/л

2. Рассчитайте объем раствора серной кислоты, молярная концентрация которого 1,5000 моль/л, необходимого для приготовления 4,5 л раствора, молярная концентрация которого 0,0500 моль/л.

Ответ: $V(H_2SO_4) = 150$ мл

3. Рассчитайте объем воды, которую необходимо добавить к 20,00 мл раствора серной кислоты, с массовой долей растворенного вещества 95,12 % и плотностью — 1,8340 г/мл, чтобы получить раствор серной кислоты с молярной концентрацией 0,0750 моль/л.

Ответ: $V(\text{H}_2\text{O}) = 4725,33$ мл

4. Какой объем раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 1 моль/л необходим, чтобы добавить ее к 1,5 литрам раствора соляной кислоты, молярная концентрация которого 0,0500 моль/л, и получить раствор, концентрация соляной кислоты которого 0,100 моль/л?

Ответ: $V(\text{HCl}) = 83,33$ мл

5. Рассчитайте, до какого объема необходимо разбавить раствор гидроксида калия с молярной концентрацией 0,8565 моль/л и объемом 200,00 мл, чтобы получить раствор, молярная концентрация которого 0,1500 моль/л.

Ответ: $V(\text{KOH}) = 1\ 142$ мл

- **6. Рассчитайте молярную концентрацию раствора гидроксида натрия, если на титрование его аликвотной части объемом 10,00 мл расходуется 15,40 мл раствора щавелевой кислоты, титр которого равен 0,006650 г/мл. $M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 90,035$ г/моль.

Ответ: $C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 0,2275$ моль/л

- **7. Рассчитайте молярную концентрацию раствора гидроксида натрия, если известно: 50,00 мл его реагируют с кристаллогидратом щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) массой 0,3152 г.

Ответ: $C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 0,1000$ моль/л

8. Пробу технического гидроксида натрия массой 0,8682 г растворили в мерной колбе объемом 100 мл. На титрование аликвотной части его объемом 10 мл расходуется 18,20 мл раствора соляной кислоты, молярная концентрация которого 0,1165 моль/л. Вычислите содержание (%) гидроксида натрия в анализируемой пробе.

Ответ: $\omega(\text{NaOH}) = 97,68$ %

9. Пробу аммиачной селитры массой 2,6745 г растворили и к раствору добавили избыток гидроксида натрия. Раствор прокипятили, а выделившийся газ пропустили через раствор соляной кислоты объемом 200 мл, концентрация которого 0,1727 моль/л. На титрование непрореагировавшей соляной кислоты расходуется раствор гидроксида натрия объемом 18,50 мл с молярной концентрацией 0,2000 моль/л. Рассчитайте массовую долю (%) нитрата аммония в анализируемой селитре.

Ответ: $\omega(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 92,29$ %

- **10. К пробе кристаллогидрата щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) массой 0,5000 г добавили раствор гидроксида натрия объемом 25,00 мл. На титрование избытка щелочи израсходовано 10,50 мл раствора соляной кислоты, молярная концентрация которого 0,1250 моль/л. Вычислите молярную концентрацию раствора гидроксида натрия и его титр.

Ответ: $C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 0,3680$ моль/л, $T(\text{NaOH}) = 0,01472$ г/мл

11. Для нейтрализации некоторой однокислотной щелочи массой 0,1894 г необходим раствор соляной кислоты объемом 22,50 мл, молярная концентрация которого 0,1500 моль/л. Определите формулу анализируемой щелочи.

Ответ: Анализируемая щелочь — KOH, $M(\text{KOH}) = 56,109$ г/моль

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Опишите цели количественного анализа и классификацию методов количественного анализа.
2. Перечислите и объясните требования, предъявляемые к реакциям, применяемым в титриметрических методах анализа.
3. Объясните, что представляет собой операция титрования и опишите посуду и оборудование, применяемые при выполнении данной операции.

4. Объясните, какие стандартные растворы используются в кислотно-основном титровании и изложите необходимость знания их точной концентрации.
5. Объясните понятия «точка эквивалентности» и «конец титрования» и опишите способ их фиксации в кислотно-основном титровании.
6. Объясните сущность понятий «титрант» и «тируемый раствор».
- **7. Дайте определение понятию «скачок титрования» и перечислите факторы, влияющие на его величину.
8. Рассчитайте массу соляной кислоты, содержащейся в растворе объемом 500 мл, если на титрование пробы его объемом 10 мл израсходовано 16,40 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,1500 моль/л.
- Ответ: $m(\text{HCl}) = 4,4847 \text{ г}$
9. Рассчитайте массу кристаллогидрата щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления раствора объемом 500 мл с молярной концентрацией 0,1500 моль/л.
- Ответ: $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 9,4550 \text{ г}$
10. Вычислите, какой объем воды нужно добавить к 50 г раствора с массовой долей NaOH 1,50 % и плотностью 1,0 г/мл, чтобы получить раствор с молярной концентрацией NaOH 0,1500 моль/л.
- Ответ: $V(\text{H}_2\text{O}) = 75,00 \text{ мл}$

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 6



Кислотно-основное титрование. Приготовление и стандартизация раствора гидроксида натрия

Вспомните *Правила работы с химическими реактивами* (с. 21)

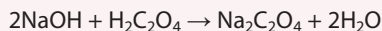
При кислотно-основном титровании используют стандартные растворы (вторичные стандартные растворы) соляной кислоты, серной кислоты и щелочей — гидроксида натрия или калия. Гидроксиды натрия и калия поглощают углекислый газ из воздуха при хранении и всегда содержат некоторое количество карбонатов. Эти примеси не позволяют приготовить первичный стандартный раствор NaOH или KOH, поскольку твердые вещества не отвечают требованиям, предъявляемым к эталонным веществам. В таких случаях готовят раствор гидроксида натрия с приблизительной концентрацией, а затем определяют его концентрацию титрованием первичным стандартным раствором щавелевой кислоты.

Необходимое оборудование, посуда и растворы: аналитические весы (при необходимости), установка для титрования, мерные колбы объемом 100,00 и 1000,00 мл, колбы Эрленмейера, мерная пипетка объемом 10,00 мл, бюкс или часовое стекло для взвешивания образцов на аналитических весах, стеклянная воронка, фиксанал, в котором содержится 0,1000 моль эквивалента (0,05 моль) щавелевой кислоты или (при необходимости) свежеперекристаллизованная и высушенная на воздухе щавелевая кислота, набор стеклянных игл для разбивания фиксанала со щавелевой кислотой (при необходимости), 1%-ный раствор фенолфталеина в этиловом спирте (60 %), промывалка с дистиллированной водой.

Ход работы

1. Приготовление стандартного раствора щавелевой кислоты

Свежеперекристаллизованная щавелевая кислота, высушенная при комнатной температуре, находится в твердом состоянии в кристаллическом виде, соответствующем формуле $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ с молярной массой 126,066 г/моль. Согласно уравнению, два моль NaOH взаимодействуют с одним молекул щавелевой кислоты:



Согласно этому уравнению, исходя из требуемой молярной концентрации раствора гидроксида натрия, равной 0,1 моль/л, для использования примерно равных объемов растворов при проведении титро-

вания молярная концентрация раствора щавелевой кислоты должна быть примерно в два раза меньше, чем молярная концентрация раствора гидроксида натрия, следовательно, равна 0,0500 моль/л. Таким образом, при титровании в точке эквивалентности молярное отношение $v(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) : v(\text{NaOH})$ равно 1 : 2. Подставляя в это равенство количества веществ произведения их молярных концентраций и их объемов, получим:

$$1/2C_M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = C_M(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

Используя понятия *моль эквивалента* и *молярная концентрация эквивалента*, при взаимодействии веществ, получим классическое математическое выражение закона эквивалентов:

$$C_M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = C_M(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

Исходя из вышесказанного, расчет массы твердой щавелевой кислоты, необходимой для приготовления 100,00 мл с молярной концентрацией 0,05 моль/л или 0,1000 нормального раствора, определяется по формулам:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г} = C_M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4), \text{ моль/л} \times M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г/моль} \cdot V_{\text{р-ра}}, \text{ л}$$

или:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г} = C_M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4), \text{ моль/л} \times 1/2M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г/моль} \cdot V_{\text{р-ра}}, \text{ л}$$

Подставляя в это выражение численные значения, получаем:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г} = 0,0500 \text{ моль/л} \cdot 126,066 \text{ г/моль} \cdot 0,1000 \text{ л} = 0,6303 \text{ г}$$

На аналитических весах взвешивают образец щавелевой кислоты с массой, близкой к рассчитанной, количественно переносят ее в мерную колбу на 100,00 мл, растворяют в дистиллированной воде, объем раствора доводят до метки и перемешивают. Если масса взвешенной и растворенной кислоты отличается от рассчитанной, пересчитывают молярную концентрацию раствора:

$$C_M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г}}{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г/моль} \cdot V_{\text{р-ра}}, \text{ л}}$$

Если имеется фиксана (запаянная ампула), содержащий 0,1000 моль эквивалента (0,0500 моль) щавелевой кислоты, количественно переносят ее содержимое в мерную колбу на 1000,00 мл, растворяют в дистиллированной воде, доводят объем до метки и перемешивают раствор.

2. Приготовление раствора гидроксида натрия с приблизительной концентрацией 0,10 моль/л

Раствор гидроксида натрия может быть приготовлен путем разбавления более концентрированного раствора или путем растворения твердого образца. Последний способ предпочтительнее, так как позволяет избежать значительного содержания карбоната натрия в растворе. Готовят 1000,00 мл раствора, который, будучи стандартизированным и хранящимся в соответствии с правилами, может быть использован для выполнения других практических работ.

Согласно расчетам, масса NaOH, необходимая для приготовления одного литра раствора концентрации примерно 0,1 моль/л, равна 3,9997 г. Поскольку не исключается возможность присутствия на поверхности гранул NaOH карбоната натрия, образующегося при взаимодействии с углекислым газом воздуха, взвешивают на технических весах около 5–5,5 г NaOH. Взвешенный образец переносят в стакан и добавляют около 10 мл дистиллированной воды, встряхивают в течение 2–3 секунд и сливают жидкость. Таким образом, большая часть карбоната с поверхности гранул NaOH растворится, а оставшееся твердое вещество будет содержать меньше примесей.

«Промытый» гидроксид натрия переносят в мерную колбу на 1000,00 мл, растворяют в дистиллированной воде и доводят объем раствора до метки.

Стандартные растворы гидроксида натрия хранят в герметично закрытых сосудах, чтобы уменьшить возможность взаимодействия с углекислым газом воздуха.

3. Стандартизация раствора гидроксида натрия

Концентрацию раствора гидроксида натрия определяют прямым титрованием точно отмеренного объема первичного стандартного раствора щавелевой кислоты раствором NaOH в присутствии кислотно-основного индикатора фенолфталеина. Для этого бюретку промывают дистиллированной водой, ополаскивают, а затем заполняют раствором гидроксида натрия и доводят уровень жидкости до нулевой отметки.



Внимание! Перед началом титрования убедитесь, что нижняя часть бюретки не содержит воздух.

В колбу Эрленмейера, предварительно ополоснутую дистиллированной водой, с помощью пипетки, предварительно ополоснутой раствором щавелевой кислоты, переносят аликвотную часть (10,00 мл) стандартного раствора щавелевой кислоты и добавляют 2–3 капли фенолфталеина. Метилоранж не рекомендуется использовать в качестве индикатора для определения момента окончания реакции, так как он изменяет цвет в кислой среде, когда прореагировало примерно 60–70 % щавелевой кислоты. Первое титрование, называемое *пробным*, проводят путем добавления раствора гидроксида натрия по одному миллилитру при непрерывном перемешивании. Отмечают уровень жидкости в бюретке, когда раствор станет розовым. Повторяют титрование еще раз по 1 мл, до тех пор, пока не останется 1 мл до окрашивания раствора, затем добавляют раствор гидроксида натрия небольшими порциями (по одной-две капли), непрерывно помешивая, пока раствор не станет бледно-розовым от последней добавленной капли и цвет не исчезает в течение не менее 30 секунд. В противном случае добавляют еще одну каплю раствора NaOH. Записывают объем раствора в бюретке, израсходованный в ходе титрования, с точностью до двух десятичных знаков. Повторяют эту операцию еще два-три раза, записывая значения в лабораторную тетрадь (объемы не должны отличаться более чем на 0,2 мл, в противном случае будет означать, что растворы не были хорошо перемешаны или не были соблюдены правила титрования). Вычисляют средний объем раствора гидроксида натрия ($\bar{V}(\text{NaOH})$, израсходованный на титрование аликвотной части стандартного раствора щавелевой кислоты и вычисляют концентрацию раствора гидроксида натрия:

$$C_M(\text{NaOH}), \text{ моль/л} = \frac{C_M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4), \text{ моль/л} \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4), \text{ мл}}{\bar{V}(\text{NaOH}), \text{ мл}}$$

Применяя закон эквивалентов, концентрацию раствора гидроксида натрия определяют по формуле:

$$C_M(\text{NaOH}) \cdot \bar{V}(\text{NaOH}) = C_M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

Где $\bar{V}(\text{NaOH})$ — средний объем раствора NaOH, израсходованный на титрование 10,00 мл стандартного раствора щавелевой кислоты.



Концентрации стандартных растворов записывают числом с четырьмя цифрами после запятой.

Пример вычислений: Определите молярную концентрацию раствора NaOH, если для приготовления стандартного раствора щавелевой кислоты в 100,00 мл раствора растворили 0,6985 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, а на титрование четырех аликвотных частей раствора объемом 10,00 мл израсходовали $V_1 = 10,40$ мл; $V_2 = 10,50$ мл; $V_3 = 10,40$ мл; $V_4 = 10,50$ мл раствора NaOH.

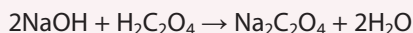
Дано:

$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,6985$ г;
 $V(\text{р-ра}) (\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 100,00$ мл;
 $V(\text{аликв.}) (\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 10,00$ мл;
 $V(\text{NaOH}) = 10,40; 10,50; 10,40; 10,50$ мл

$C_M(\text{NaOH}) - ?$

Решение:

Гидроксид натрия реагирует со щавелевой кислотой в соответствии с уравнением:



Определяем молярную концентрацию, а затем молярную концентрацию эквивалента раствора щавелевой кислоты:

$$C_M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г}}{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г/моль} \cdot V_{\text{р-ра}}, \text{ л}} = \frac{0,6985 \text{ г}}{126,066 \text{ г/моль} \cdot 0,10 \text{ л}} = 0,0554 \text{ моль/л}$$

$$C_M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г}}{M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}), \text{ г/моль} \cdot V_{\text{р-ра}}, \text{ л}} = \frac{0,6985 \text{ г}}{63,033 \text{ г/моль} \cdot 0,10 \text{ л}} = 0,1108 \text{ моль/л}$$

Определяем средний объем раствора NaOH, израсходованный на титрование аликвотной части (10,00 мл) стандартного раствора щавелевой кислоты:

$$V_{\text{ср. NaOH, мл}} = \frac{10,40 \text{ мл} + 10,50 \text{ мл} + 10,40 \text{ мл} + 10,50 \text{ мл}}{4} = 10,45 \text{ мл}$$

Определяем молярную концентрацию раствора NaOH:

$$C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 2 \cdot \frac{C_{\text{M}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4), \text{ моль/л} \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \text{ мл}}{V(\text{NaOH}), \text{ мл}} = 2 \cdot \frac{0,0554 \cdot 10 \text{ мл}}{10,15 \text{ мл}} = 0,1060 \text{ моль/л}$$

Используя разные способы выражения концентрации раствора щавелевой кислоты, мы получаем один и тот же результат.

Ответ: $C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 0,1060 \text{ моль/л}$.

Применение кислотно-основного титрования

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 7



Применение кислотно-основного титрования для определения кислотности молока

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (с. 21)

Молоко, благодаря своему составу, является благоприятной средой для развития микроорганизмов. Свежее молоко имеет слабокислый характер, вызванный присутствием кислот, фосфатов и цитратов. Кислотность является одним из основных показателей сортности молока и характеризует его свежесть. Кроме того, ее учитывают при выборе режима тепловой обработки и направления переработки молока. В повседневной практике свежесть молока определяют путем кипячения. Если при кипячении молоко сворачивается (белок казеин, содержащийся в молоке, денатурирует в кислой среде), то молоко уже не свежее.

Примечание

Один градус Тернера ($^{\circ}\text{T}$) соответствует объему (мл) водного раствора гидроксида натрия (калия) концентрации 0,1 моль/л, необходимого для нейтрализации 100 мл исследуемого продукта.

В лабораторной практике определение кислотности молока можно осуществить многими качественными и количественными методами, из которых наиболее распространенным является *метод Тернера*.

Метод Тернера заключается в нейтрализации анализируемой пробы титрованием стандартным раствором гидроксида натрия (0,1000 моль/л) в присутствии фенолфталеина как индикатора до перехода окраски раствора в устойчивый в течение 30 секунд розовый цвет.

Титруемую кислотность выражают в условных единицах: в градусах Тернера ($^{\circ}\text{T}$) — для молока и молочных продуктов.

Кислотность молока рассчитывают по формуле:

$$[^{\circ}\text{T}] = \frac{100}{V_{\text{аликв.}}} V \cdot F$$

Где: V — объем раствора NaOH, израсходованного на титрование 10 мл молока для нейтрализации кислотности; F — коэффициент коррекции, если концентрация NaOH отличается от 0,1 моль/л; $V_{\text{аликв.}}$ — объем титруемого молока.

Величину F определяют по соотношению:

$$F = \frac{C(\text{NaOH})}{0,1000}$$

Кислотность молока без технологической обработки зависит от источника: коровье и козье молоко — $15 \div 19 \text{ }^{\circ}\text{T}$, буйволиное молоко — $17 \div 21 \text{ }^{\circ}\text{T}$, овечье молоко — $20 \div 24 \text{ }^{\circ}\text{T}$.

Показатель pH свежего молока колеблется в интервале от 6,3 до 6,9.

Необходимые реактивы и оборудование: стандартный раствор гидроксида натрия, молярная концентрация которого 0,1000 моль/л (приготовлен из фиксанала); спиртовой раствор фенолфталеина (1 %); мерная пипетка объемом 20 мл; колба Эрленмейера объемом 100 мл; промывалка; свежепе-

реганная дистиллированная вода (не содержащая оксида углерода (IV)); установка для титрования; градуированный цилиндр объемом 200–250 мл; стеклянная воронка для заправки бюретки.

Ход работы

В коническую колбу емкостью 100 мл (колба Эрленмейера) пипеткой отмеряют 20 мл молока, добавляют 40 мл дистиллированной воды (этой же пипеткой) и 2–3 капли спиртового раствора фенолфталеина (1 %). Смесь тщательно перемешивают и титруют стандартным раствором гидроксида натрия до появления слабозащелочного окрашивания, не исчезающего в течение 30 секунд.

Предыдущую операцию повторяют до получения трех сходных результатов (не отличающихся более, чем на 1 °Т).

Пример: При титровании аликвотной части молока (20 мл) раствором гидроксида натрия, концентрация которого 0,0956 моль/л получены следующие данные:

$$V_1(\text{NaOH}) = 3,60 \text{ мл}; V_2(\text{NaOH}) = 3,70 \text{ мл}; V_3(\text{NaOH}) = 3,80 \text{ мл}$$

Значение коэффициента коррекции для раствора NaOH рассчитывают по формуле:

$$F = \frac{0,0956}{0,1} = 0,956$$

Затем рассчитывают кислотность молока по результатам каждого титрования: Кислотность₁ = 5 · 3,60 · 0,956 = 17,2 °Т; Кислотность₂ = 5 · 3,705 · 0,956 = 17,7 °Т; Кислотность₃ = 5 · 3,80 · 0,956 = 18,2 °Т

Различия (погрешность) в результате титрования составляют не более 1 градуса Тернера. Из полученных данных рассчитывают среднее значение:

$$\text{Кислотность}_{\text{ср.}} = \frac{17,2 + 17,7 + 18,2}{3} = 17,7 \text{ (}^\circ\text{Т)}$$

На основании результатов эксперимента делают выводы о степени свежести молока.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 8



Применение кислотно-основного титрования для исследования образцов аспирина

Повторите *Правила работы с химическими веществами* (стр. 21)

Аспирин — это лекарство из группы салицилатов, обычно используемое в качестве легкого анальгетика, жаропонижающего и противовоспалительного средства. Кроме того, в малых дозах аспирин обладает антикоагулянтным действием и используется в долгосрочной перспективе для снижения риска сердечного приступа. В последние годы аспирина приписывают новые эффекты, такие как профилактика рака поджелудочной железы, снижение риска рецидива рака толстой или прямой кишки, профилактика некоторых видов катаракты, предотвращение сильных мигреней.

Гиппократ, греческий врач, с именем которого связана клятва медиков, писал в V веке о горьком порошке, добываемом из коры ивы, который обладал способностью облегчать боль и снижать жар. Это средство упоминается в древних шумерских, египетских, ассирийских текстах.

Биологически активным компонентом аспирина является ацетилсалициловая кислота (2-ацетилоксибензойная кислота), которая имеет вид бесцветных игольчатых кристаллов или белого кристаллического порошка, плохо растворимого в холодной воде, но растворимого в этаноле, хлороформе, растворах гидроксидов или карбонатов щелочных металлов. Молярная масса ацетилсалициловой кислоты равна 180,16 г/моль. В водных растворах ацетилсалициловая кислота частично гидролизует с образованием салициловой и уксусной кислот.

Количественное содержание ацетилсалициловой кислоты определяется различными методами, включая метод кислотно-основного титрования.

Для титрования ацетилсалициловой кислоты используются два метода: прямое титрование и титрование по остатку. В первом случае охлажденный до 8–10°C спиртовой раствор ацетилсалициловой

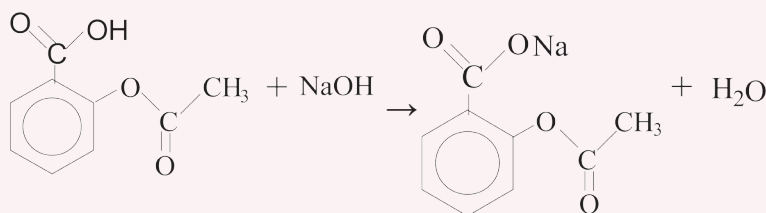
кислоты титруют стандартизированным раствором гидроксида натрия в присутствии кислотно-основного индикатора фенолфталеина. Во втором случае к анализируемому раствору добавляют известное количество гидроксида натрия, взятое в избытке по сравнению с количеством кислоты в образце, нагревают для того, чтобы провести процесс омыления до конца, и затем в охлажденном растворе титруют избыток гидроксида натрия раствором соляной кислоты в присутствии фенолфталеина до исчезновения розовой окраски раствора.

В данной работе мы будем использовать метод прямого титрования в соответствии с положениями Европейской фармакопеи (Ph. Eur.).

Необходимое оборудование, посуда и реактивы: аналитические весы, пестик и ступка, два бюкса для взвешивания массы измельченного аспирина и анализируемого образца, установка для проведения процесса титрования, стакан Эрленмейера объемом 100 мл, градуированная пипетка объемом 10,00 мл, химический стакан объемом 150–200 мл, капельница с 1 %-ным раствором фенолфталеина в 60 %-ном этиловом спирте, стандартный раствор гидроксида натрия 0,1000 моль/л, промывалка с дистиллированной водой.

Ход работы

Десять таблеток аспирина взвешивают и измельчают в ступке до состояния порошка, затем количественно переносят в бюкс и взвешивают с точностью до 0,001 г (m_1). В другом бюксе взвешивают с той же точностью образец массой около 0,3 г (m_2) и количественно переносят в колбу Эрленмейера. Затем его растворяют в 10–15 мл 95%-ного этилового спирта и охлаждают до 8–10 °С. К полученному раствору добавляют 2–3 капли фенолфталеина и титруют стандартизированным раствором гидроксида натрия до появления устойчивого слабо-розового цвета. Взаимодействие ацетилсалициловой кислоты с гидроксидом натрия происходит в соответствии с уравнением:



Титруют три образца одинаковой массы. Разница в объемах титранта, израсходованного при титровании отдельных образцов не должна превышать 0,2 мл. Затем определяют средний объем ($\bar{V}(\text{NaOH})$), израсходованный на титрование пробы, и рассчитывают количество кислоты, содержащейся в образце, и ее массу:

$$v(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4), \text{ моль} = v(\text{NaOH}), \text{ моль} = C_M(\text{NaOH}), \text{ моль/л} \cdot \bar{V}(\text{NaOH}), \text{ л}$$

$$m_3(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4), \text{ г} = v(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4), \text{ моль} \cdot M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4), \text{ г/моль}$$

Определяют массу ацетилсалициловой кислоты, содержащейся в массе титрованного образца, затем массовую долю кислоты в аспирине.

Согласно уравнению реакции, один миллилитр раствора NaOH 0,1000 моль/л взаимодействует с 0,01802 г ацетилсалициловой кислоты. Таким образом, массу кислоты, содержащейся в образце титрованного аспирина, можно определить с помощью выражения:

$$m_3(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4), \text{ г} = 0,0182 \text{ г/мл} \cdot \bar{V}(\text{NaOH}) \text{ мл}$$

Если концентрация раствора NaOH не точно равна 0,1000 моль/л, то при расчетах используется поправочный коэффициент на концентрацию раствора гидроксида натрия:

$$m_3(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4), \text{ г} = 0,0182 \text{ г/мл} \cdot \bar{V}(\text{NaOH}), \text{ мл} \cdot 0,1000 \cdot F$$

Где:

$$F = \frac{C_M(\text{NaOH})}{0,1000}$$

Среднее содержание ацетилсалициловой кислоты в таблетке определяется следующим образом:

– определяют среднюю массу таблетки:

$$m_{(\text{табл.}), \text{Г}} = \frac{m_1, \text{Г}}{\text{количество таблеток}} ;$$

– определяют массу кислоты, содержащейся в массе m_1 аспирина:

$$m_4 (\text{общ. кислоты}), \text{Г} = \frac{m_1, \text{Г}}{m_2, \text{Г}} \cdot m_3, \text{Г} ;$$

– определяют среднюю массу ацетилсалициловой кислоты, содержащейся в одной таблетке:

$$\bar{m}_{(\text{кислоты/табл.})} = \frac{m_4, \text{Г}}{\text{количество таблеток}} .$$

Согласно Европейской фармакопее, содержание ацетилсалициловой кислоты в таблетке должно находиться в диапазоне масс 475–630 мг.

Полученные результаты сравнивают с данными, приведенными в описании аспирина, и на основании этих результатов определяют, соответствует ли проанализированный образец аспирина действующим требованиям.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения «Количественный анализ. Титриметрия (волюметрия)»

1. Объясните понятия *титрование*, *титрант* и *точка эквивалентности*.
2. Дайте определения понятиям *кривая титрования* и *скачок титрования*.
3. Объясните понятие *кислотно-основный индикатор*. Перечислите требования к кислотно-основным индикаторам, используемым в титриметрии.
4. Объясните, что такое первичные стандартные растворы и вторичные стандартные растворы.
5. Перечислите посуду, которую применяют для точного измерения объемов в титриметрии, и объясните, как она классифицируется.
6. Объясните, почему анализируемую пробу, в которой определяется содержание титруемого вещества, всегда доводят до четко фиксированного объема.
7. Определите, какие из перечисленных требований не относятся к реакциям, используемым в титриметрии:
 - а) протекают с большой скоростью;
 - б) протекают стехиометрически;
 - в) протекают с выделением газа;
 - г) протекают с выделением тепла.
8. Опишите способ стандартизации раствора гидроксида натрия.
9. Вычислите массу гидроксида натрия, содержащегося в 500 мл раствора, если на титрование 10 мл этого раствора израсходовано 12,5 мл раствора HCl с молярной концентрации 0,1450 моль/л:
 - а) 3,625 г;
 - б) 3,425 г;
 - в) 3,545 г;
 - г) 3,365 г.
10. Опишите, как определяют общую кислотность молока методом кислотно-основного титрования. С какой целью осуществляют это определение?
11. Рассчитайте общую кислотность в °Т пробы молока, если на титрование 20 мл молока израсходовано 3,80 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,0925 моль/л.
12. Определите среднее содержание (мг) ацетилсалициловой кислоты в таблетке аспирина, если масса десяти измельченных таблеток равна 11,5460 г, а на титрование раствора, приготовленного растворением 0,3655 г аспирина в этаноле при 10 °С, расходуется 9,25 мл раствора NaOH с молярной концентрацией 0,1000 моль/л.

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- характеризовать, сравнивая органические и неорганические вещества; области их применения; явления изомерии и аллотропии; типы химических реакций в органической и неорганической химии;
- разрабатывать обобщающие схемы по классификации, номенклатуре, генетическим связям, взаимопревращениям органических, неорганических веществ;
- объяснять химическое единство органических и неорганических веществ;
- решать контекстные задачи, касающиеся свойств, получения, применения, влияния органических, неорганических веществ на организм, окружающую среду;
- формулировать персональные выводы о важности органических и неорганических веществ для всех областей человеческой деятельности.

8.1. Единство неорганических и органических веществ

Мы заканчиваем изучение химии в системе доуниверситетского образования. Обобщая изученный нами материал шести лет обучения (VII–XII классы), можем с уверенностью сказать, что мы владеем следующими понятиями:

- предмет изучения, фундаментальные понятия химии;
- строение атома, периодический закон, характеристика химического элемента;
- химическая связь, ее природа и характеристики;
- химические формулы, состав, строение веществ;
- классификация химических веществ (неорганических и органических);
- химические реакции и их классификация;
- химический анализ и характеристика технологических процессов;
- значение и биологическая роль химических соединений.

Указанные аспекты раскрывают химическое единство веществ, поскольку они в равной степени касаются как неорганических, так и органических веществ.

8.1.1. Состав, строение и классификация веществ

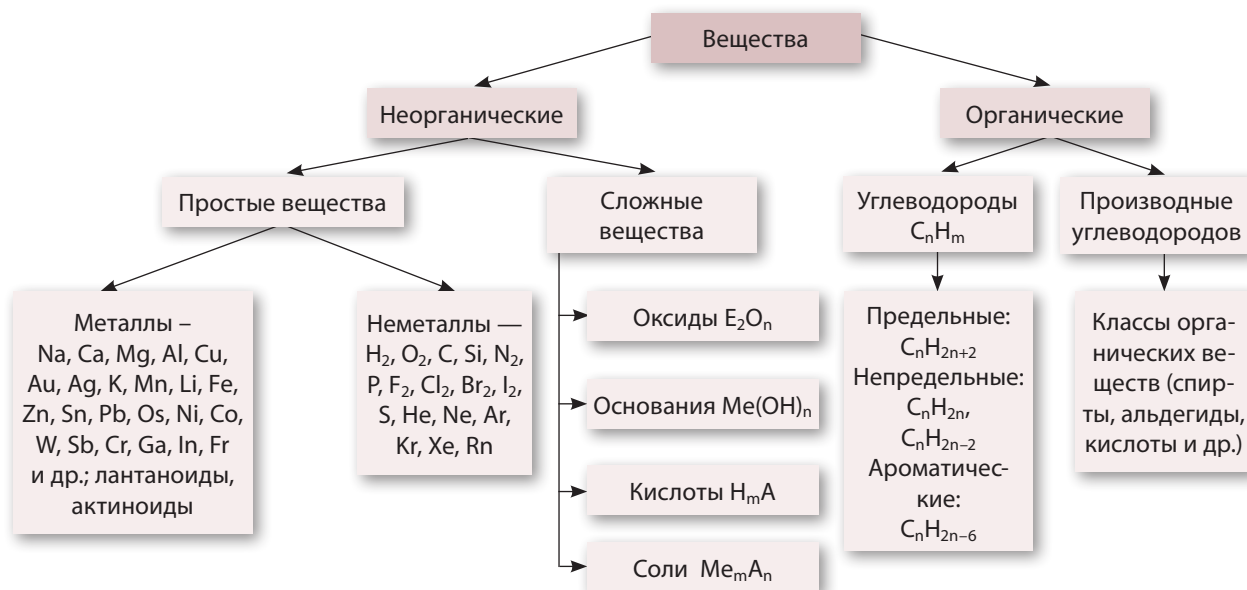
Изучая *неорганическую химию*, мы убедились, что многообразие неорганических веществ объясняется их качественным и количественным составом. При этом мы сталкивались с большинством химических элементов Периодической системы. Для лучшего понимания и характеристики неорганические вещества делят на *простые* (металлы и неметаллы) и *сложные* вещества. Последние, в свою очередь, классифицируют по составу и свойствам на *оксиды, основания, кислоты и соли* (схема 8.1).

При изучении *органической химии* мы столкнулись с такими же аргументами для объяснения многообразия органических веществ. Существуют и другие причины и особенности, лежащие в основе деления веществ на органические и неорганические.

Изучая состав неорганических веществ, мы не сталкивались с таким случаем, чтобы один элемент обязательно входил в их состав, как, например, углерод обязательно входит в состав всех органических соединений. Другая особенность, объясняющая многообразие органических соединений (десятки миллионов) состоит в том, что атомы углерода могут соединяться друг с другом, образуя цепи различной длины, строения и формы. Разнообразие и многочисленность органических веществ обусловлены явлениями гомологии и изомерии.

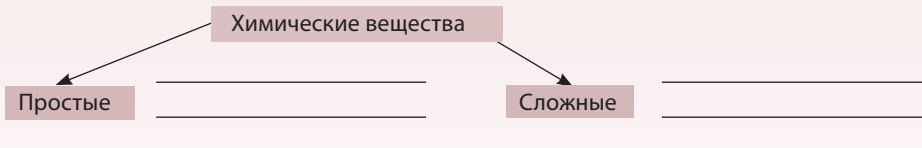
Классификация органических соединений имеет свою специфику — в основе ее лежат различные типы углеводородов (предельные, непредельные, ароматические). При замещении атома водорода в молекуле углеводорода различными функциональными группами (–Cl, –OH, –NO₂, –NH₂, –COOH и др.) образуются производные — классы органических веществ (схема 8.1.). Подробнее изложено в теме «Классификация органических веществ» (с. 8).

Схема 8.1. Классификация веществ



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Перепишите в тетрадь и заполните схему примерами органических и неорганических веществ:



- Выберите органические вещества: метан, сульфат железа (II), пропан, хлороводород, серная кислота, вода, сахар, тристеарин, карбид кальция, мел, бензол.
- Дан ряд веществ, содержащих углерод: CO, Na₂CO₃, CH₄, C₂H₅OH, CO₂, CH₃COOH.
 - распределите их на органические и неорганические;
 - аргументируйте свой выбор, приведя по одному характерному уравнению реакции для каждого вещества.
- Как экспериментально доказать, что крахмал и парафин являются органическими веществами?
- Приведите три примера смесей веществ и три примера чистых веществ.

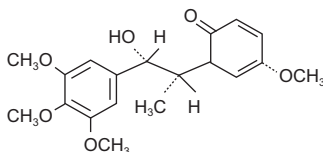
8.1.2. Типы химической связи

С давних времен ученые стремились понять, как образованы вещества, какие силы связывают атомы между собой. Лишь в XX веке было установлено, что связь между атомами реализуется за счет частиц с электрическим зарядом — электронов, расположенных на внешнем электронном слое. Таким образом, силы, связывающие атомы, имеют электрическую природу.

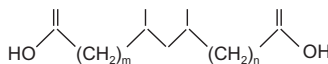
Химическая связь — это связь между частицами в веществе. Существует три типа химической связи: ковалентная (между атомами неметаллов), ионная (между ионами) и металлическая (между атомами металлов). Между молекулами существует притяжение, обусловленное

Знаете ли вы?

Мегафон, несмотря на столь звонкое название, является обычной молекулой. Это кетон, находящийся в корне растений *Aniba Megaphylla*.



Дьявольские кислоты представляют собой класс органических веществ, в которых m и n имеют различные значения и могут содержать непредельную связь. Их название происходит от греческого слова *diabolos*, что означает «клеветник», так как их трудно было изолировать, используя обычные методы газовой хроматографии. Профессор Клейн, который изучал их молекулярную структуру, сравнил ее с рогами дьявола.



Выполните!

Приведите примеры образования неполярной и полярной ковалентной связи в органических и неорганических веществах.

Выполните!

Что такое электроотрицательность?

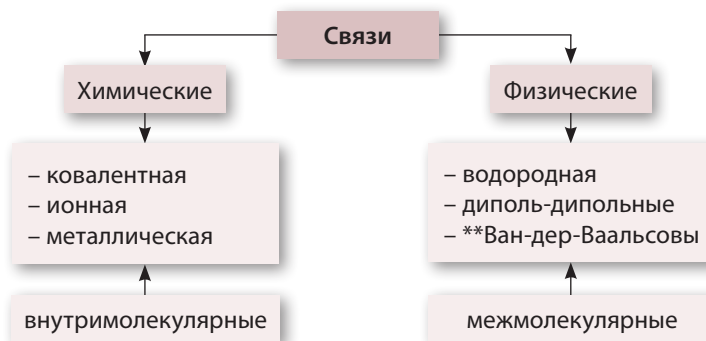
Примечание

Кристаллическая решетка — это условный каркас, в узлах которого могут находиться частицы — атомы, ионы или молекулы.

образованием водородных связей, взаимным диполь-дипольным притяжением, или **Ван-дер-Ваальсовыми силами (схема 8.2). Это пример физических межмолекулярных связей.

Химическая связь, образованная за счет общей электронной пары, называется **ковалентной связью**. Ковалентная связь может быть двух разновидностей — **неполярная** и **полярная**.

Схема 8.2. Типы связей



Неполярная ковалентная связь образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью (ЭО) и характеризуется равным удалением общих электронных пар от ядер атомов.

Полярная ковалентная связь образуется между атомами с разной электроотрицательностью и характеризуется смещением общих электронных пар к атому с большей электроотрицательностью (схема 8.3).

Схема 8.3. Классификация ковалентных связей



В твердом состоянии все вещества образуют кристаллы со специфической структурой — **кристаллической решеткой**. По природе частиц в узлах решетки можно выделить **молекулярные, атомные, ионные** и **металлические** кристаллические решетки.

При низких температурах твердые вещества с ковалентной неполярной связью (N_2 , O_2 и др.) и ковалентной полярной связью (H_2O (лед), HCl (тв.) и др.) имеют **молекулярную** кристаллическую решетку.

При обычных температурах некоторые неметаллы образуют простые вещества с **атомной** кристаллической решеткой (например, графит, алмаз и др.).

При сближении атомов с большой разницей в электроотрицательности (более 2) происходит переход валентных электронов от атома с меньшей ЭО к атому с большей ЭО. При этом образуются положительный и отрицательный ионы. Связь, образованная за счет электростатического притяжения между противоположно заряженными ионами, называется **ионной связью**, а кристаллические решетки, в узлах которых находятся ионы, называются **ионными решетками**.

Связь, образованная положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы (или частью молекулы) и атомом сильно электроотрицательного элемента (F, O, N) другой молекулы (или другой части молекулы), называется *водородной связью*.

Образование водородной связи играет жизненно важную роль. Вода — жидкость, благодаря которой зародилась и развивается жизнь на Земле. Если бы не было водородной связи, то вода находилась бы только в газообразном состоянии. Органические вещества, содержащие группы $O^{\delta-}-H^{\delta+}$; $N^{\delta-}-H^{\delta+}$, растворяются в воде, образуя водородные связи. Благодаря водородной связи возможно существование белков, а соответственно — живых организмов.

Металлическая связь — это связь, которая образуется между атомами, ионами металла в кристаллической решетке и обобществленными электронами. Кристаллические решетки в металлах называются *металлическими*. Ковкость и пластичность металлов объясняется тем, что атомы и ионы металлов не связаны друг с другом и способны смещаться слоями под действием сил, как бы «скользя» по электронной смазке. Строением кристаллических решеток также объясняется высокая тепло- и электропроводность металлов.

Выполните!

Назовите общие свойства, присущие веществам с атомной и молекулярной кристаллической решеткой.

Выполните!

Приведите примеры образования положительных и отрицательных ионов и образования ионной связи.

Выполните!

Сравните металлическую связь с ионной и ковалентной.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Заполните таблицу:

Вещество	Название	Тип химической связи
CH_4		
O_2		
NaCl		
Fe		

2. Укажите стрелками соответствие между составом химического вещества и типом химической связи.

Ионная связь	HCl	Ковалентная неполярная связь
	KCl	
	NH_3	Ковалентная полярная связь
	Cl_2	
	CaO	
H_2S		

3. Приведите примеры веществ, в которых образуется водородная связь. Какова роль водородной связи в жизнедеятельности живых организмов?

4. Напишите структурные формулы углеводов:

- а) 2,5-диметилгексан; б) 3-метилпентан; в) 2,2-диметил-3-этилоктан; г) 2,2,3-триметилпентан.

5. Установите соответствие между классами веществ и функциональными группами:

- | | |
|-----------------------|---|
| а) спирты | 1. $\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ |
| б) карбоновые кислоты | 2. $-\text{NH}_2$ |
| в) альдегиды | 3. $\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$ |
| г) аминокислоты | 4. $-\text{OH}$ |

6. Напишите по два примера: а) органических и неорганических кислот; б) органических и неорганических солей.



Работа в группе

7. Что собой представляет донорно-акцепторная связь? Покажите образование этой связи на примере ионов NH_4^+ и H_3O^+ .
8. Приведите примеры образования связей: а) σ и π ; б) одинарной, двойной и тройной.

8.1.3. Номенклатура неорганических и органических соединений

Во времена становления химии как науки, когда еще не было классификации веществ, новым веществам давали названия случайные, либо по способу получения, либо по специфическим свойствам вещества. Например, AgNO_3 называли «адским камнем» — ляпис, HNO_3 — «сильная вода», CH_3COOH — уксус и др. Эти названия составляют *тривиальную (историческую)* номенклатуру. Они не указывают на структуру вещества, трудны для запоминания. В 1921 году Международный союз теоретической и прикладной химии (IUPAC) разработал основные научные принципы *систематической номенклатуры* веществ. Систематическая номенклатура гораздо совершеннее, она помогает составить название по строению вещества и наоборот — написать молекулярную и структурную формулу в соответствии с названием вещества.

Номенклатура — это система правил для составления названий веществ.

Напомним некоторые важные правила составления названий неорганических веществ:

- названия сложных неорганических веществ образованы от названия химического элемента с добавлением приставки, суффикса или составной части слова, специфических для конкретного класса веществ;
- при составлении названия сложного вещества исходят из того, что его молекула состоит из электроположительной и электроотрицательной части; при написании формулы вещества на первом месте записывают электроположительную часть, а на втором месте записывают электроотрицательную часть (например, HCl , NaCl и др.);
- название вещества образуется от названий частей — справа налево — сначала электроотрицательная часть, а затем электроположительная часть (например, HCl — хлороводород).

Для органических соединений чаще всего используют систематическую номенклатуру (IUPAC), описанную на *странице 8*.

8.1.4. Явления аллотропии и изомерии

Еще одна особенность, специфичная как для органических, так и для простых неорганических веществ, это способность существования одного и того же вещества в различных формах (*изомерия* или *аллотропия*). Способность элемента образовывать несколько простых веществ называется *аллотропией*. Например, для углерода хорошо известны следующие аллотропные формы: графит, алмаз, карбин, фуллерены. В *таблице 8.1* представлены примеры аллотропных видоизменений углерода и других элементов — неметаллов.

Таблица 8.1. Аллотропные видоизменения неметаллов

Неметалл	Название аллотропной формы
Кислород	кислород (O_2); озон (O_3)
Углерод	графит; алмаз; карбин; фуллерены (C_{60} , C_{70})
Фосфор	белый фосфор (P_4); красный фосфор; черный фосфор
Сера	сера ромбическая (S_8); сера моноклинная (S_8); сера пластическая (S_n)

Свойства аллотропных форм углерода представлены в *таблице 8.2*.

Таблица 8.2. Свойства аллотропных форм углерода

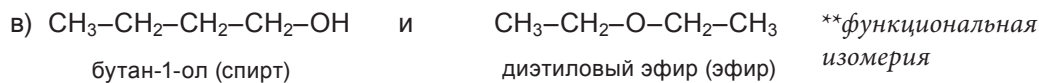
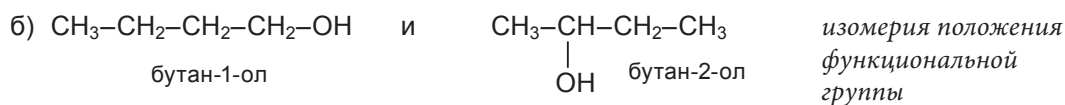
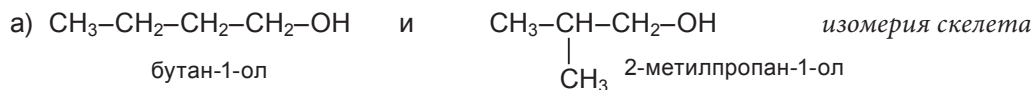
Алмаз	Графит	Карбин	Фуллерен
Кристаллический, бесцветный, очень твердый; молекула огромна по структуре, в ней атомы углерода связаны ковалентно и образуют тетраэдр	Кристаллический, черный, с небольшой плотностью, нерастворим, жирный на ощупь; атомы углерода образуют слоистую структуру	Кристаллический; черный; с плотностью, большей, чем у графита; обладает полупроводниковыми свойствами; атомы углерода образуют скелет с одинарными и тройными связями	Кристаллический, черный, с большой плотностью; молекулы могут содержать C ₆₀ и C ₇₀ и представляют собой полую сферическую структуру; грани, образующие поверхность молекул, представляют собой пяти- и шестичленные циклы

При изучении органической химии мы столкнулись с подобным явлением, которое называется *изомерией* — существование веществ одинакового состава и разной структуры, а следовательно, и с различными свойствами.

Явление изомерии, как и явление гомологии, объясняет причины теоретически безграничного *многообразия органических веществ*. При повторении (с. 9, раздел «Гомология и изомерия») были показаны основные типы изомерии: а) *скелета*, б) *положения*, **в) *функциональная*. Для алканов характерна изомерия углеродного скелета. С увеличением количества атомов углерода увеличивается количество существующих изомеров. Таким образом, для вещества состава C₄H₁₀ существует 2 изомера, для C₇H₁₆ — 9 изомеров, а для C₁₀H₂₂ — 75 изомеров и т. д.

Для непредельных углеводов характерны 3 типа изомерии: углеродного скелета, положения кратной связи (двойной или тройной) и **функциональная (например, алкадиены изомерны алкинам, алкены — циклоалканам).

Такие же типы изомерии характерны и для спиртов. Например:



Выполните!
 Напишите изомеры алкана состава C₇H₁₆ и назовите их.

Химическое единство и многообразие мира веществ

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Назовите по 2–3 физических свойства аллотропных модификаций фосфора.
2. Опишите 2–3 области применения аллотропных модификаций кислорода.
3. Напишите эссе о значении аллотропных видоизменений углерода.
4. Для данных веществ напишите структурные формулы и сгруппируйте изомеры. К какому типу изомерии они относятся?
 а) 2-метилгексан; б) 3-метилпентан; в) 3-этилгексан; г) 2,2-диметилгексан; д) гептан.
5. Какие из утверждений верны для вещества CH₃–CH₂–CH₂–C≡CH?
 а) называется *пент-1-ин*; в) является гомологом ацетилена;
 б) является изомером бутана; г) обесцвечивает бромную воду.

6. Напишите структурные формулы 2-х изомеров состава C_5H_8 , которые отвечают следующим требованиям: один из них применяется в производстве изопреенового каучука, другой — при гидрировании образует пентан. Назовите их по систематической номенклатуре.
7. Напишите структурные формулы карбонильных изомеров состава C_4H_8O и назовите их по систематической номенклатуре. Выделите вещества, вступающие в реакцию «серебряного зеркала», напишите уравнения реакций и назовите полученные вещества.

8.1.5. Типы реакций в неорганической и органической химии

Единство мира химических веществ отражает не только состав, строение веществ, но и их свойства, которые они проявляют, участвуя в химических реакциях. Изучая закономерности протекания химических реакций, мы познакомились с классификацией химических реакций, усвоили понятия *реагент*, *продукт реакции*, *стехиометрический коэффициент*, *уравнение реакции*.

В то же время, мы определили критерии классификации реакций в неорганической и органической химии: по количеству и составу реагентов и продуктов реакции, по тепловому эффекту, по степени окисления и по направлению протекания реакций (схема 8.4).



Существует другой тип классификации реакций, основанный на природе реагентов. Например, реакции, идущие с участием ионов, являются *ионными*, а реакции с участием радикалов называются *радикальными*.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Дайте определение реакциям соединения и приведите 2 примера реакций соединения (присоединения) из органической и неорганической химии.
2. Дайте определение реакциям разложения. Укажите примеры применения реакций данного типа в промышленности:
 - а) получение кислорода;
 - б) получение негашеной извести;
 - в) получение водорода.

3. Приведите по одному примеру химической реакции для органических веществ:
- а) реакция дегидрирования; б) реакция гидрирования.
4. Приведите по одному примеру реакций замещения из органической и неорганической химии. Чем отличаются и чем схожи эти реакции?
5. Перепишите в тетрадь и заполните таблицу:

Схема	Пример	Тип реакции
1) неметалл + металл → соль		
2) соль → оксид металла + оксид неметалла		
3) соль ₁ + металл ₂ → соль ₂ + металл ₁		
4) кислота + основание → соль + вода		



Работа в группе

6. Используя схему 8.4, приведите по одному примеру из органической и неорганической химии для каждого типа химических реакций.

8.1.6. Применение неорганических и органических веществ

Изучая свойства неорганических и органических веществ, мы познакомились и с областями их применения. Химия находит применение во всех областях повседневной жизни: питания, медицине, строительстве, технике и пр.

Общеизвестно, что в питании человека отсутствие витаминов А, С, D, Е и др. провоцирует хрупкость костей, ослабление иммунной системы, анемию, туберкулез, канцерогенные (онкологические) заболевания и т. д.

Современные медикаменты оказывают воздействие, связываясь с рецепторами (специфическими белками на поверхности мембран больших клеток) для ингибирования определенного химического процесса. В норме природные вещества (такие, как гормоны) связываются с рецепторами и вызывают изменения внутри клетки, воздействуя таким образом на процессы в организме. Лекарственный препарат замещает рецептор таким образом, что действие естественных веществ — передатчиков — прекращается. Например, *антибиотики* (пенициллин) предотвращают рост бактерий, а *снотворные* и *седативные* препараты (барбитал, нитрозепам) оказывают успокоительное и снотворное действие.

Анестетики (N₂O, C₃H₆) — это вещества, которые вызывают потерю сознания, чувствительности и способности двигаться и используются в хирургии при проведении анестезии.

Крайне важным сектором является производство пластических материалов и специальных полимеров. Основные требования к пластмассам, используемым в аэрокосмической промышленности — чтобы они были устойчивы к высоким и низким температурам, не горели, не производили дым. Для пассажирских салонов авиалайнеров использу-

Знаете ли вы?

Если атомы водорода в молекуле этилена заменить фтором, образуется тетрафторэтилен. При его полимеризации $nCF_2=CF_2 \rightarrow (-CF_2-CF_2-)_n$ образуется политетрафторэтилен, названный *тефлоном*. Тефлон обладает высокой химической устойчивостью, не горит, не реагирует с кислотами, щелочами и даже с царской водкой. Его применяют в производстве химических аппаратов для работы в агрессивных средах и деталей для них, не требующих смазки. Металлическая посуда и поверхность утюга покрыты пленкой из тефлона. В сковороде с таким же покрытием пища не подгорает. Тефлон признан пластмассой будущего.

Знаете ли вы?

Серебро применяют в медицине с древних времен для лечения различных заболеваний, благодаря антимикробному действию. В медицинской практике применяют раствор нитрата серебра (I) и коллоидный раствор серебра — колларгол и протаргол. Последние используют в виде растворов и мазей для лечения дыхательных путей, обработки инфицированных ран, для приготовления глазных капель и пр.

Выполните!

Назовите другие области применения органических и неорганических веществ.

ют ламинаты из эпоксидной или фенолформальдегидной смолы, усиленные стекловолокном и покрытые тонким слоем металла для лучшей огнеупорности. В аэрокосмической отрасли применяют устойчивые к высоким температурам многослойные пластины из графита, эпоксидной смолы, бора и алюминия, что позволяет улучшить характеристики ракетно-космических летательных аппаратов.

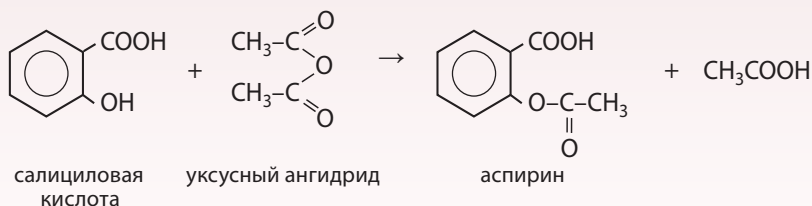
В химической промышленности пластические материалы используют в самых различных целях. Химические реакторы создают из устойчивого к химическим воздействиям полипропилена и полиэстера, усиленного стекловолокном, имеющих минимальную мощность 48 т и диаметр 3 м. Кевлар (арамид) — это волокнистый материал, созданный из макромолекулярных цепей полипарафенилен-терефталамида и обладающий прочностью, в 5 раз большей, чем свинец, но в то же время более легкий.

Хорошо известно значение химических соединений для строительства. Так например, гашеная известь ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), гипс ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), алебастр ($2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) широко применяются как строительные материалы. Также в строительстве применяют цемент (Ca_3SiO_5 , Ca_2SiO_4 , $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$ и др.) и бетон (смесь цемента с песком и гравием).

Таким образом, сегодня невозможно представить жизнь человека без химии и без материалов, полученных с помощью химических технологий.

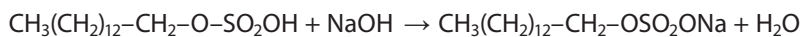
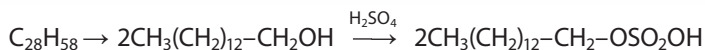
ОЦЕНИВАНИЕ

1. При взаимодействии салициловой кислоты с уксусным ангидридом образуется соединение, известное в медицине как *аспирин*:

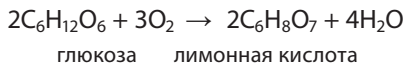


Сколько аспирина можно получить из салициловой кислоты массой 96,5 кг? Для чего применяют аспирин?

2. Сколько мыла можно получить из парафина массой 400 т согласно схеме: парафин → высший спирт → алкилсульфо кислота → соль (мыло)?



3. Лимонную кислоту получают промышленным путем при ферментации раствора глюкозы согласно схеме:



Какую массу лимонной кислоты можно получить из раствора массой 400 кг, массовая доля глюкозы в котором равна 15 %, если массовая доля выхода продукта реакции составляет 60 % от теоретически возможного?

4. Клубеньковые бактерии в течение одного года могут связать азот массой до 400 кг с площади в 1 га. Какую массу аммиачной селитры необходимо внести в почву, чтобы обеспечить 400 кг азота?

5. Суточная норма кальция для человека составляет 0,7 г. Эту потребность может покрыть употребление молока и молочнокислых продуктов. В частности: массовая доля кальция в коровьем молоке составляет 0,13 %, а в козьем — 0,14 %. Какую массу молока необходимо ввести в рацион юноши/девушки (17 лет), чтобы обеспечить организм необходимым количеством кальция?

Проект

Тема: Вещества, которые обеспечивают домашний комфорт

Аргумент

Химические вещества имеют особое значение для качества жизни каждого человека. На рынке товаров бытовой химии представлено множество средств, необходимых современному человеку, включая мыло, стиральные порошки и другие моющие и чистящие средства.

Химия сегодня проникла во все сферы нашего бытия и играет огромную роль в повседневной жизни, обеспечивая комфорт и уют.

В составе группы разработайте проект по данной теме.

Этапы исследования

- Выберите:
 - пять химических веществ, используемых для уборки дома;
 - пять химических веществ, полезных для организма человека.
- Внимательно изучите информацию и маркировку на этикетках каждого вещества.
- Определите преимущества и недостатки каждого химического вещества и правила использования каждого из них.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Постеры
- Рефераты

Защита проекта

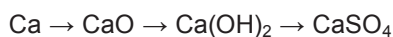
- Каждая группа выбирает ученика/ученицу для защиты проекта перед классом.
- На выступление отводится до 8 минут.

Критерии оценивания

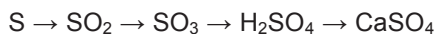
- Выбор химических веществ;
- Выступление группы;
- Соответствие выступления отведённому лимиту времени;
- Использованные источники информации (библиография).

8.2. Генетическая связь в неорганической и органической химии

Напомним, что между неорганическими веществами — простыми и сложными (оксидами, кислотами, основаниями и солями) — существует генетическая связь, которая объясняет возможность их взаимного превращения. Так, например, кальций как простое вещество (металл) при взаимодействии с кислородом образует оксид кальция, который, в свою очередь, при взаимодействии с водой образует гидроксид кальция. Гидроксид кальция при взаимодействии с кислотой образует соль. Все эти превращения можно представить в виде схемы:



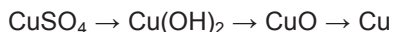
Конечный продукт, соль — сульфат кальция CaSO_4 , может быть получен и другим путем, начиная с неметалла (например, с серы) по схеме:



Выполните!

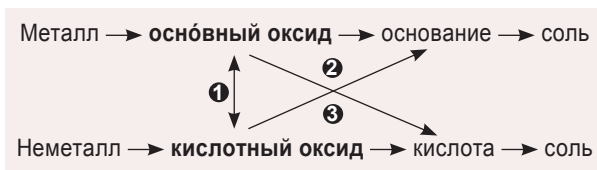
Используя приведенные схемы, выведите химические свойства одного: а) оксида, б) основания, в) одной кислоты.

В итоге, одну и ту же соль можно получить несколькими путями. Известны и обратные превращения, когда из соли или других классов неорганических веществ можно получить простое вещество. Например, сульфат меди (II) может превратиться в медь по схеме:

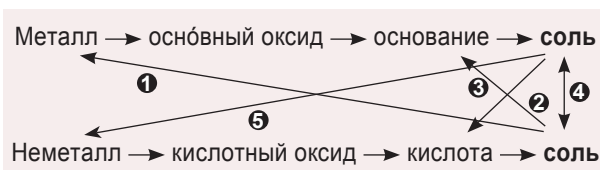


Таким образом, генетическую связь между неорганическими веществами можно изобразить схемами взаимосвязи основных классов неорганических веществ, из которых можно вывести химические свойства этих классов.

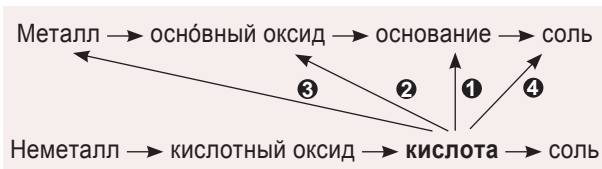
Химические свойства оксидов



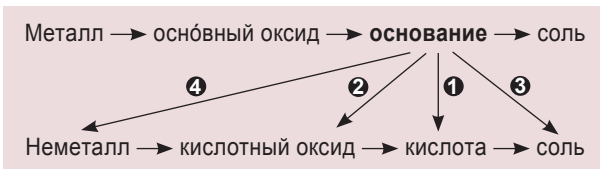
Химические свойства солей



Химические свойства кислот



Химические свойства оснований

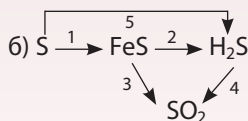
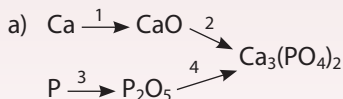


Также напомним, что и между классами органических веществ существует генетическая связь. В доказательство можно привести пример генетической связи между разными типами углеводородов. Так, при помощи дегидрирования алканов можно получить этиленовые, диеновые, ацетиленовые углеводороды. И наоборот, все непредельные углеводороды при гидрировании можно превратить в алканы.

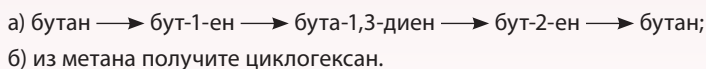
Другой тип превращений можно продемонстрировать на примере аренов. Низшие ацетиленовые углеводороды при тримеризации образуют ароматические углеводороды (например, из ацетилена образуется бензол). Также при дегидрировании циклоалканов получают ароматические углеводороды (бензол) и др. Обобщенная схема генетических связей, которая содержит различные типы углеводородов и большинство классов органических веществ, приведена на *странице 13*.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Осуществите превращения:



2. Осуществите превращения:



Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

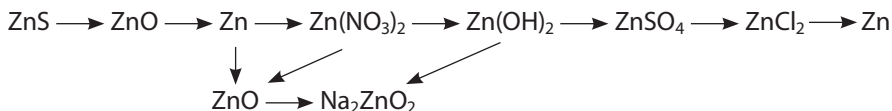
3. Как меняется строение веществ в результате следующих превращений?



Напишите структурные формулы для каждого вещества, покажите в них типы связей (σ и π).

4. Какие из типов углеводородов могут реагировать со следующими веществами: бром, хлороводород, водород? Напишите уравнения соответствующих реакций (используя конкретные примеры).

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



Назовите области применения каждого вещества.

6. Какой объем раствора щелочи, массовая доля гидроксида калия в котором равна 22 % и плотность 1,2 г/мл, потребуется для растворения смеси массой 200 г, состоящей из алюминия (21,6 %), оксида алюминия (10,4 %) и гидроксида алюминия (68 %)?
7. Железо массой 12,2 г сплавили с серой массой 6,4 г. К полученному продукту добавили избыток соляной кислоты. Выделившийся при этом газ пропустили через раствор хлорида меди (II) массой 200 г, с массовой долей CuCl_2 15 %. Рассчитайте массу образовавшегося осадка.
8. К раствору нитрата серебра (I) массой 340 г и массовой долей соли, равной 10 %, добавили раствор соляной кислоты массой 146 г и массовой долей хлороводорода 20 %. Рассчитайте массу выпавшего осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.
9. При сжигании органического вещества массой 7,2 г, плотность паров которого по воздуху равна 2,485, получен углекислый газ объемом 11,2 л (н. у.) и вода массой 10,8 г. Назовите вещество, если известно, что его структурная формула содержит четвертичный атом углерода.
10. Ацетилен объемом 280 мл (н. у.) использовали для получения уксусного альдегида с практическим выходом 80 %. Какая масса металла (осажденного на стекле) может быть получена при взаимодействии полученного альдегида с аммиачным раствором оксида серебра?
11. При взаимодействии раствора этанола и фенола в бензоле массой 100 г с избытком металлического натрия выделился водород объемом 1,12 л (н. у.). Такое же количество исходного раствора при взаимодействии с избытком бромной воды образует осадок массой 16,55 г.
- Рассчитайте массовые доли этанола и фенола в растворе.
 - Назовите по одной области применения этанола и фенола.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения «Химическое единство и многообразие мира веществ»

- Дан ряд веществ: Cl_2 , CH_3Cl , HCl , KClO_3 , $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$, Cl_2O_7 , CH_3COOH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Разделите данные вещества на органические и неорганические.
- Напишите структурные формулы следующих веществ:
 - 3-аминопентановая кислота;
 - 2-метилбутан-1-ол;
 - метановая кислота;
 - метилэтанол.

3. Заполните таблицу.

Вещество	Название	Тип химической связи
Br_2		
KBr		
HBr		

4. Для каждой характеристики из колонки **А** выберите одно вещество из колонки **Б** и напишите соответствующую букву в отведенном пространстве:

А**Б**

_____ 1) является основным компонентом природного газа

_____ 2) принадлежит гомологическому ряду с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$

_____ 3) является природным полимером

_____ 4) подвергается реакции гидролиза

_____ 5) получают тримеризацией этина

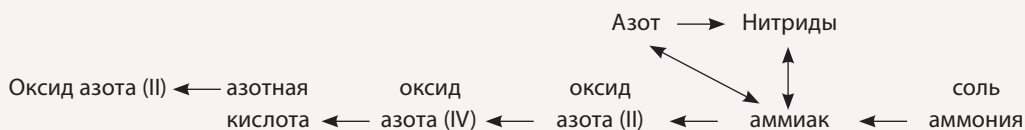
а) этилацетат

б) крахмал

в) бензол

г) метан

5. Пользуясь схемой генетических связей азота и его соединений, напишите уравнения химических реакций для следующих превращений:



6. При дегидратации предельного одноатомного спирта массой 1,5 г в присутствии H_2SO_4 был получен алкен объемом 0,56 л (н. у.). Требуется: а) определить молекулярную формулу спирта; б) написать структурные формулы всех возможных изомеров спирта и назвать их по систематической номенклатуре.

7. Напишите по одному уравнению реакции получения перечисленных веществ в соответствии с указанным типом:

а) реакция соединения _____ FeCl_3

б) реакция разложения _____ O_2 _____

в) реакция замещения _____ Cu _____

г) реакция обмена _____ KNO_3 _____

После изучения данной единицы обучения ты будешь способен/способна:

- выбирать информацию из разных источников для объяснения конкретных контекстных ситуаций, связанных с ролью химии в жизни общества;
- анализировать и систематизировать информацию в виде концептуальных схем/таблиц;
- критически оценивать информацию, представленную различными источниками, о свойствах, применении, влиянии веществ на организм человека и окружающую среду;
- разрабатывать проекты, отражающие интеграцию химии в повседневную деятельность.

9.1. Химия и пищевые продукты

Вы уже знаете, что в живых клетках идет непрерывный процесс: в них поступают и выводятся различные химические вещества. Необходимые вещества клетка получает благодаря питанию. Молекулы, которые поступают в организм с пищей, являются соединениями со сложной структурой, такими как белки, жиры и углеводы. Эти соединения претерпевают многочисленные химические превращения, и в результате большие молекулы распадаются на маленькие типа CO_2 и H_2O . В живых организмах так же действуют ферменты, руководящие реакциями расщепления — катаболическими реакциями (от греческого *catabole* — разрушение, разбрасывание).

Разрушая белки, жиры и углеводы, клетка освобождает *внутреннюю* энергию химических связей. Для того чтобы освободить эту энергию, клетка сначала должна ее получить.

Жиры, наравне с белками и углеводами, составляют основу питания человека и являются самыми эффективными источниками энергии: 1 г жира при полном окислении в клетках человека выделяет 9,5 ккал (40 кДж) энергии, почти в два раза больше, чем белки и углеводы (для сравнения: 1 г бензина при сжигании дает 42 кДж, 1 г сухой древесины — 15 кДж).

Жиры находятся почти во всех пищевых продуктах.

Углеводы (самое важное соединение — глюкоза) содержатся в хлебе, овощах, фруктах и пр. При окислении 1 г глюкозы или 1 г сахарозы выделяется 17,6 кДж энергии.

Белки необходимы человеку в первую очередь как источник аминокислот. Попадая в организм человека, белки расщепляются на множество *аминокислот* (образно говоря, на многочисленные строительные блоки). В дальнейшем клетка собирает их заново, формируя необходимые организму белки.

Современные пищевые продукты содержат десятки пищевых добавок (красителей, эмульгаторов, ароматизаторов, консервантов и стабилизаторов), признанных международными организациями здравоохранения токсичными или канцерогенными. Согласно докладам международных медицинских структур, смертность, обусловленная употреблением продуктов, обогащенных искусственными веществами, стоит на втором месте после употребления наркотиков, психотропных веществ и дорожно-транспортных происшествий.

Длительное употребление пищевых продуктов с синтетическими добавками разрушает иммунную систему (она начинает в избытке производить антитела, действующие против собственного организма) и вызывает серию злокачественных и доброкачественных опухолей. Что это за добавки?

Знаете ли вы?

Самым известным сладким веществом является сахароза. В наши дни из сахарного тростника получают до 65 % (2/3) мирового производства сахара, в то время как из сахарной свёклы производят 28 миллионов тонн сахара. Если в молекуле сахарозы три гидроксигруппы заменить на хлор, получится вещество в 2000 раз слаще сахара. Лактоза, содержащаяся в молоке (4–5 %), в 3 раза менее сладкая, чем сахароза.

Красители: E 102 (особо вреден); E 110, E 120, E 124 (розовый пищевой краситель, который вызывает опухоль щитовидной железы), E 621.

Токсичные добавки: E 220, E 221, E 222, E 223, E 224 (вызывает опухоль пищеварительного тракта); E 338, E 339, E 340, E 341, E 407, E 450, E 461, E 463, E 465, E 466 (вызывает заболевания кожи); E 230, E 231, E 232, E 233 (нейтрализует витамин B₁₂ в организме); E 200 (провоцирует рост холестерина); E 320, E 321 — антиоксиданты маргарина (атакуют нервную систему); E 311, E 312 (провоцируют заболевания ротовой полости).

Канцерогенные добавки: E 330 (лимонная кислота, как и ее соли — цитраты — самые опасные канцерогенные добавки); E 123, E 131, E 142, E 211 (очень вреден), E 213, E 214, E 215, E 216, E 217, E 230, E 631 (глутамат натрия; может спровоцировать сбой в работе жизненно важных органов), E 239.

Пользуясь специальными исследованиями, производителям рекомендуется не использовать названные добавки во избежание негативных последствий у потребителей. Отметим также, что продолжительное потребление пищевых продуктов и неумеренное использование косметических средств с химическими добавками опасно для здоровья.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Назовите классы природных соединений, употребляемых человеком с пищей.
2. Назовите продукты, наиболее богатые жирами.
3. Назовите продукты, наиболее богатые углеводами.
4. В каких продуктах содержатся белки?
5. Назовите продукты, наиболее богатые следующими химическими элементами:
а) кальцием; б) калием. Какова роль этих элементов для организма человека?
6. Что собой представляет интоксикация нитратами? Назовите 3–4 овоща, произрастаемых на территории Республики Молдова, которые могут содержать нитраты. Назовите симптомы отравления нитратами.
7. Железо поступает в организм с продуктами питания. Назовите 3–4 продукта питания, наиболее богатых железом. Какова роль железа для организма человека?
8. Суточная потребность в фосфоре составляет для человека около 800 мг. К продуктам, наиболее богатым фосфором, можно отнести мясо, рыбу, молоко и молочные продукты, яйца и др. Рассчитайте количество мяса (а) и яиц (б) для ежедневного рациона питания, чтобы обеспечить суточную норму в фосфоре, если известно, что содержание фосфора в мясе и яйцах соответственно равны — 160 мг/100 г и 100 мг/100 г.



Работа в группе

9. Изучите информацию на упаковках приобретенных пищевых продуктов:
а) прохладительных напитков; б) конфет.

Определите состав каждого из них. Какой заменитель сахара, придающий им сладкий вкус, в них содержится? Какие красители использовались для производства данных продуктов? Какое потенциально негативное влияние одного из компонентов в составе этих продуктов вы можете предсказать?

С древности люди использовали различные травы для лечения некоторых заболеваний. Но только в XX веке эти лекарственные вещества были изучены как химические соединения, которые лечат то или иное заболевание. Известно, что одни и те же вещества могут быть как ядом, так и лекарством, в зависимости от принимаемой дозы: в малых количествах вещество лечит, в больших количествах становится вредным для организма.

Антибиотики — это лекарства, предотвращающие развитие бактерий или уничтожающие их. В зависимости от строения, антибиотики по-разному атакуют бактерии. Пенициллин воздействует на внешнюю оболочку бактерий. Стрептомицин разрушает клеточную мембрану, покрывающую цитоплазму. Тетрациклин действует непосредственно на ядро. Сульфаниламиды излечивают воспалительные процессы, сопутствующие гриппу, дифтерии, пневмонии, дизинтерии. Механизм действия всех сульфаниламидов основан на структурной схожести с фолиевой кислотой, синтезируемой многими бактериями.

Анальгетики, жаропонижающие, противовоспалительные средства. По химическому строению эти вещества можно разделить на производные салициловой кислоты (аспирин, парацетамол, салицилат натрия) и пирозалона (амидопирин, анальгин, антипирин). Высокие дозы салицилатов могут вызвать аллергические реакции, ускоряют процессы расщепления белков и жиров, нарушают слух. Высокая температура тела является защитной реакцией организма. Ее следует сбивать только при значениях свыше 38 °С.

Снотворные и успокоительные лекарства — это химические вещества, оказывающие угнетающее действие на центральную нервную систему. Их применяют для того, чтобы вызвать сон (гипнотический эффект). В малых дозах они оказывают успокаивающее действие (седативный эффект). Эти лекарства в той или иной степени — наркотики, которые при длительном приеме вызывают привыкание и зависимость. Существуют препараты с продолжительным действием (барбитал, фенобарбитал), среднего действия (нитразепам, барбамил), кратковременного действия (никсирон, гексабарбитал).

Даже малые дозы барбитуратов замедляют скорость моторных и психических реакций организма на внешние факторы. Эти вещества инактивируют действие других лекарств и понижают температуру тела. Только врач решает, какие препараты прописать конкретному человеку!

Анестетики — это группа химических веществ, которые вызывают потерю сознания и обездвиживают. Без них не были бы возможны хирургические операции. Чаще всего используют оксид азота (I) (N_2O) и циклопропан (C_3H_6). Будучи газами, анестетики применяют в смеси с кислородом (20 %) в аппаратах, которые позволяют точно дозировать смесь и удалять выдыхаемые газы.

Аллопатические лекарства по свойствам, концентрации и способу приема действуют на болезнь антагонистически, нейтрализуя ее последствия как противоядие. Аллопатический метод применяют в **фитотерапии** (использование только лекарственных растений); **ароматерапии** (использование летучих масел); **опотерапии** (использование тканей и органов животных).

Гомеопатические лекарства назначают в крайне малых дозах. Гомеопатия «пробуждает» и стимулирует собственные защитные свойства организма и реакции, подавленные заболеванием. Натуральные вещества в сильно разбавленном виде исключают аллергические реакции и непереносимость.

Любое вещество до того, как стать лекарственным препаратом, проходит долгий путь исследования. Биологи и медики изучают, не является ли вещество ядовитым, не наносит ли вред организму. А химики должны найти оптимальный путь получения этого вещества.

Знаете ли вы?

Соединения серы могут считаться лекарственными веществами. Тиосульфат натрия ($Na_2S_2O_3$) является антидотом для тяжелых металлов (свинец, медь, ртуть), попадающих в организм. Он способствует детоксикации, активизируя антиоксидантные функции печени. Пудра из серы является основой мазей, используемых для лечения заболеваний кожи (экзема, грибковые заболевания). Глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ является мочегонным средством.

Синтез одного-единственного лекарственного вещества зачастую состоит из множества этапов и может обходиться очень дорого.

Фармацевтическая промышленность выполняет задачу обеспечения и контроля качества лекарства, что подразумевает целый ряд мер. Их главной целью является содействие защите общественного здоровья путем разработки общепризнанных международных норм, адресованных для использования специалистами.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Выясните состав имеющихся в вашем доме медицинских препаратов, изучив инструкции по применению. Какое фармакологическое действие они оказывают на организм человека?
2. Назовите химические элементы и витамины, оказывающие положительное воздействие на работу зрительных органов.
3. Выясните в аптеке по месту жительства, какие медицинские препараты содержат железо. Как их следует принимать? Какова роль железа для организма беременной женщины?
4. Фенолфталеин применяют как слабительное средство и как кислотно-основной индикатор. Он представляет собой бесцветные кристаллы, растворимые в спирте. В щелочной среде (pH > 8,2) он приобретает розово-малиновую окраску. Определите молекулярную формулу фенолфталеина, если известен его состав: 75,471 % — С; 4,403 % — Н; 20,126 % — О и молярная масса, равная 318 г/моль.
5. Сахарозу применяют в фармакологии для приготовления сиропов и инвертного сахара (продукта гидролиза сахарозы), употребляемого для укрепления организма и повышения метаболической активности. 1) Напишите уравнение реакции отщепления воды от молекул глюкозы и фруктозы с образованием молекулы сахарозы. 2) Объясните, почему сахароза не проявляет свойств восстановителя. 3) Кратко изложите, почему инвертный сахар обладает восстановительными свойствами.
6. Хлороформ (CHCl₃), жидкость с характерным запахом, является первым анестетиком, впервые примененным с медицинскими целями в 1848 г. Напишите уравнение реакции получения хлороформа из метана, укажите тип реакции и условия ее протекания.
7. Эфедрин является медикаментом, полученным из растений рода *Ephedra*, используемых в Древней Греции и Китае. Его применяют для стабилизации артериального давления, как отхаркивающее средство, для лечения аллергических заболеваний. Он также является стимулятором центральной нервной системы. Химическое название эфедрина: 1-фенил-2-метиламинопропан-1-ол.
 - а) Напишите структурную формулу эфедрина; б) Назовите функциональные группы, входящие в состав молекулы эфедрина; в) Напишите по одному уравнению реакции, характеризующему каждую функциональную группу в приведенной молекуле эфедрина.
8. Келен (хлорэтан), применяемый в медицине как анестетик местного действия (наружного применения), может быть получен в результате реакции:

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH} + \text{HCl}_{(г)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{C}_2\text{H}_5\text{-Cl} + \text{H}_2\text{O}$$
 - а) Рассчитайте объем газообразного хлороводорода (н. у.), необходимый для взаимодействия с раствором этанола массой 184 г, массовая доля спирта в котором составляет 96 %.
 - б) Напишите уравнение реакции получения этанола из алкена (1) и из альдегида (2).

9.3. Химия и гигиенические и косметические средства

Химия помогает нам правильно выбрать в повседневной жизни косметические и гигиенические средства.

Самый простой способ очищения кожи и волос — мытье водой с *мылом* или современными косметическими продуктами — *шампунями*, *гелями*. Основная характеристика любого моющего средства — щелочность. Чем больше щелочная реакция мыла или шампуня — тем лучше очища-

ется кожа от жира, но в то же время щелочные растворы сушат кожу, повреждают волосы. Поэтому целью химиков и косметологов является решение сложной проблемы — получить эффективные моющие средства, но в то же время избежать повреждения кожи и волос.

Для правильного использования моющих средств необходимо учитывать показатель рН. С этим химическим показателем мы встречаемся постоянно: при пользовании шампунями, стиральными порошками и моющими средствами, бальзамами для волос.

Физиологи доказали, что слой кожи, благодаря содержащимся в нем водорастворимым веществам, имеет рН 5,5. Действие сильно щелочных моющих средств меняет нормальное значение рН кожи. Вот почему на этикетках шампуней указано значение рН (примерно 5,5).

Ферменты, содержащиеся в моющих средствах, являются природными катализаторами биохимических реакций, протекающих в живых организмах. Задача ферментов — химически разрушить вещества, загрязняющие кожу.

Основой в составе *зубных помад* являются натуральный воск или его синтетические аналоги. Они относятся к классу жиров и представляют собой сложные эфиры высших жирных кислот и спиртов. Помада может иметь различный состав: в одном случае основой может служить пчелиный воск (его основной компонент — сложный эфир пальмитиновой кислоты $C_{15}H_{31}COOH$ и мирицилового спирта $C_{30}H_{61}OH$), в другом случае — синтетический сложный эфир пальмитиновой кислоты и лаурилового спирта $C_{12}H_{25}OH$.

В состав препаратов современной декоративной косметики (помада, тушь, тональный крем) входят соединения, обладающие слабым противовоспалительным действием, и консерванты, которые действуют на кожу как витамины.

Основными компонентами, входящими в состав *зубных паст*, являются: антисептик, соли, содержащие фтор и кальций. Некоторые пасты содержат абразивные или обезболивающие вещества. В качестве абразивных компонентов зубных паст используют фосфат кальция.

Для детей с молочными зубами и взрослых с повреждениями или дефектами зубной эмали целесообразно применять пасты в виде геля. Для того чтобы зубная паста лучше пенилась и сохраняла влажность, в ее состав вводят многоатомные спирты — сорбитол, глицерол, полиэтиленгликоль. В качестве антикариесных компонентов зубных паст используют: фториды натрия, олова, кальция, монофторфосфат натрия Na_2PO_3F .

Кремы для ухода за кожей представляют собой коллоидные системы — эмульсии. Для их стабилизации используют эмульгаторы. Компоненты масляных или жирных кремов обладают свойством восполнять потери жира кожей и защищать кожу от вредных атмосферных воздействий. Как и шампуни, кремы должны иметь рН между 5 и 6 (слабокислая среда). В качестве эмульгаторов в состав кремов входят производные этиленгликоля $HOCH_2-CH_2OH$, спиртов, кислот, а также продуктов конденсации многоатомных спиртов и жирных кислот (например, лауриновой и олеиновой кислот).

Выполните!
Вспомните, что такое рН? Как можно его определить?

Выполните!
Напишите уравнения реакций получения основных компонентов губных помад, указанных в тексте.

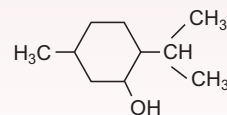
Знаете ли вы?

- Ржавчину можно удалить лимонной кислотой.
- Свежее масляное пятно легко можно удалить бензином или зубной пастой.
- Кофе, морковный, вишневый соки обесцвечиваются под воздействием отбеливателей.
- Пятна от мясного соуса можно удалить с помощью стирального порошка, содержащего ферменты.
- Пятна от морковного сока «выцветают» на солнце, потому как в этом соке содержится много каротина, который, будучи природным красителем, легко обесцвечивается под воздействием УФ-лучей.
- Пятна иода можно удалить сульфидацией при нагревании.

ОЦЕНИВАНИЕ

- Изучите информацию на этикетках используемых дома мыла, шампуней и моющих средств. Опишите состав каждого продукта.
- Известно, что плохой уход за зубами, особенно когда не удаляются остатки пищи из полости рта, могут стать причиной возникновения кариеса. Объясните, почему углеводы (не только сахар, а и белый хлеб, печенье) представляют опасность для зубов.

- Ментол представляет собой экстракт мятного масла и является антисептиком, применяемым для ароматизации (отдушки) косметических продуктов, таких как зубная паста и крем для бритья. Структурная формула ментола следующая:

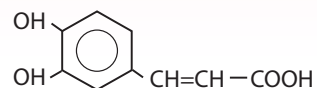


Напишите уравнения реакций ментола: а) с натрием; б) с уксусной кислотой.

- Даны следующие вещества:

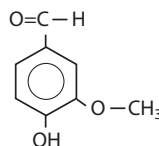
1) бензойная кислота C_6H_5-COOH
(содержится в зубной пасте)

2) кофеиновая кислота
(в бактериостатиках)



3) пальмитиновая кислота
 $C_{15}H_{31}-COOH$ (содержится в помаде)

4) ванилин
(в парфюмерных и кондитерских изделиях)



Необходимо: а) указать функциональные группы в составе каждого соединения; б) определить класс/классы, к которому относится каждое соединение; в) написать по одному характерному уравнению реакции.

- Для профилактики кариеса стоматологи рекомендуют использовать ежегодно 1,5 г активного фтора в виде зубной пасты, содержащей ионы фтора, которые могут вступать в реакции ионного обмена. Сколько тюбиков зубной пасты массой 75 г понадобится для получения указанной массы фтора, если на тюбике пасты написано «Содержание активного фтора 0,15 %»? Какая масса монофторфосфата натрия содержится в этом тюбике?

Проект

Тема: Я в мире химии

Контекст. Химию называют «индустрией волшебных превращений». Она позволяет получать материалы, которых в природе не существует, производить различные приборы и механизмы, строить дома и различные виды транспорта, изготавливать одежду и обувь. Вся планета, леса и горы, почвы и вода — всё это результат химических превращений.

В составе группы разработайте проект по данной теме.

Этапы исследования

- Выберите по одному веществу для каждого утверждения:
 - вещество, которое является продуктом питания;
 - вещество, используемое для стирки одежды;
 - вещество, применяемое в качестве лекарства;
 - вещество, используемое для комфорта нашей жизни;
 - вещество, которое помогает нам хорошо выглядеть.
- Для выбранных веществ напишите структурные формулы, опишите одно или два свойства, которые соответствуют данному применению.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Постеры
- Рефераты

Защита проекта

- Каждая группа выбирает ученика/ученицу для защиты проекта перед классом.
- На выступление отводится до 8 минут.

Критерии оценивания

- Выбор химических веществ;
- Приведенные аргументы о важности выбранных веществ;
- Соответствие выступления отведённому лимиту времени;
- Использованные источники информации (библиография).

9.4. Химия и качество жизни

Известно, что каждый раз, когда человечество открывает и осваивает новые химические процессы, резко повышается и качество жизни. Таким образом, как только наши предки научились разводить огонь, им больше не были страшны холода. Они научились использовать огонь для приготовления пищи в глиняной посуде, начали употреблять продукты, которые до этого и пробовать не стали бы. Как только освоили секреты плавления железа, люди начали изготавливать различные орудия труда и оружие. При всем этом, до конца XIX века химические технологии развивались медленно, так как еще не существовало химической теории, которая определяла бы, как может быть получено вещество с необходимыми свойствами.

В конце XIX века стала бурно развиваться металлургия: люди смогли получить сталь, плавить медь, цинк, свинец и другие металлы. В этот период получило развитие производство стекла и строительных материалов. Появились первые заводы, на которых производили мыло, стеарин, анилиновые красители, отраву для грызунов-вредителей, некоторые простые лекарства.

С момента открытия и применения периодического закона стало возможным прогнозирование свойств неорганических веществ.

Знание структуры органических соединений сделало возможным разработку методов синтеза. Была создана физическая химия, с помощью которой специалисты научились предсказывать направление и условия протекания химических реакций, рассчитывать выход продуктов реакций.

Массовое производство одних веществ определило получение других. Так, производство стали привело к синтезу аммиака, что позволило получать дешевую азотную кислоту, которая обусловила синтез анилина и анилиновых красителей.

В конце XX века многие предметы и материалы, полученные химическим путем, настолько прочно вошли в нашу жизнь, что мы сегодня уже не представляем, как можно жить без бумаги, волокон, красителей, пластмасс, каучука и полиуретана, без моющих средств (шампуня, мыла, стирального порошка) и т. д. А если бы не существовали современные транспортные средства, появившиеся в XX веке, которые тоже в той или иной степени являются продуктами химической промышленности? Что было бы, если бы химия не предоставила сельскому хозяйству минеральные удобрения и продукты для борьбы с вредителями? Какой была бы медицина без лекарств, человеческое общество — без одежды и тепла? Можно предположить, что не будь всего этого, население земного шара было бы не столь многочисленным, а жизнь без продуктов химического производства была бы менее комфортной.

Знаете ли вы?

Согласно статистическим данным в 2013 году мировое производство полимеров составило 245 млн тонн.

Наиболее востребованными (по доле в мировом производстве) являются: полиэтилен (29 %), полипропилен (19 %), поливинилхлорид (11 %), полистирол (6,5 %).

Основные сферы потребления полимеров: упаковка (40 %), строительство (21 %), автомобилестроение (8 %), электроника (5 %).

Современная химия представляет собой фундаментальную систему знаний, основанную на богатом экспериментальном материале и четких теоретических принципах.

Химия занимает центральное место среди наук о природе и предоставляет широкие возможности для творчества. Часть из миллионов неорганических и органических веществ (кислород, вода, белки, жиры, углеводы, нефть, золото и пр.) природа предоставляет нам в готовом виде, другие (например, асфальт или искусственные волокна) были получены человеком путем незначительного изменения природных веществ. Но большую часть веществ составляют синтезированные.

Химия уникальна еще и потому, что не только изучает природные вещества, но и сама создает новые объекты исследования. Химики могут не только изменять свойства природных веществ, но и *создавать* новые вещества с необходимыми свойствами.

Наблюдения, знания о веществах и их превращениях накапливались человечеством на протяжении веков. Главной проблемой практической химии всегда было использование веществ во благо человека. Сегодня существование человечества невозможно себе представить без химии, без того многообразия продуктов, которые получают с помощью химических технологий.

Таким образом, и после завершения образования, вступив во взрослую социальную жизнь, химия будет повсюду сопровождать вас. Эта наука предлагает нам средства для борьбы с вредными насекомыми, спасает нас от опасных заболеваний, предоставляя эффективные лекарства. Благодаря исследованиям в области химии у нас есть удобрения, пестициды, необходимые для обработки почвы, выращивания фруктов и овощей; мы имеем широкую гамму текстильных материалов для изготовления предметов современной одежды.

Блага, принесенные химией, неоспоримы, она облегчает нам жизнь «умными» электронными машинами, предлагает нам современные устройства и механизмы, работающие на микросхемах и т. д.

В то же время мы не можем не отметить вредные последствия избыточного или неразумного использования химических веществ.

Изучая химию, мы определили важные области нашей жизни, в которых использование химических веществ неизбежно. В предыдущих параграфах мы рассматривали вопросы употребления здоровой пищи и рационального (сбалансированного) питания.

В повседневной жизни в процессе ухода за кожей и волосами мы используем различные косметические продукты, при создании которых применялись познания о химических свойствах белков и аминокислот.

Трудно представить, как бы мы сделали в доме ремонт без помощи химии и химических процессов. Основные компоненты строительных материалов — гашеная известь ($\text{Ca}(\text{OH})_2$); масляные краски, содержащие смесь пигментов, например оксида титана (IV) с льняным маслом (триглицериды ненасыщенных карбоксильных кислот типа линолевой). Другие строительные материалы — гипс и цемент, а также бетон.

Современные дома обогревают природным газом (метан, этан, пропан, бутан).

Население нашей планеты озабочено проблемами экологии, вопросами качества продуктов питания, воды и воздуха. В последнее время растет спрос на экологически чистые сельскохозяйственные продукты, выращенные без минеральных удобрений и пестицидов.

Действительно ли так опасны пестициды? И можно ли полностью от них отказаться? Они приносят пользу людям, если те знают безопасные химические средства, знают, как их правильно дозировать и как заменять один препарат другим.

Известны эффективные средства борьбы с вредителями сельскохозяйственных культур. Например, картофель, предназначенный для хранения, обрабатывают 40%-ным раствором

формальдегида для защиты от грибковых заболеваний. Для обработки складов, где хранят семена, овощи и фрукты, используют пары дихлорэтана и бромметана. Для дезинфекции подвалов, складов применяют оксид серы (IV). Для защиты фруктов от плесени и гниения используют бутиламин.

Можно привести еще тысячи примеров, показывающих вклад химии в повышение качества жизни.

Вам, дорогие учащиеся, остается применить достижения современной химии во благо человека, той окружающей среды, в которой живете, и устойчивого развития общества.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Приведите примеры 3–4 областей деятельности человека, где химия играет ключевую роль.
2. Назовите не менее пяти металлов, играющих важную биологическую роль для человека.
3. Назовите 5 неметаллов, составляющих основу группы «элементы жизни». Охарактеризуйте значение каждого для организма человека.
4. Назовите 3–4 химических вещества, самых опасных для живых организмов. Каким образом они оказывают негативное действие на организм человека?
5. Какие самые распространенные загрязнители окружающей среды в вашем родном городе/селе? Как они влияют на качество жизни человека? Укажите срочные меры, которые необходимо предпринять для решения экологических проблем в вашей местности.
6. Назовите самые важные вещества или продукты, применяемые в быту или встречающиеся в природе.
7. Приведите примеры смесей, применяемых в строительстве или в сельском хозяйстве (для повышения урожайности).
8. Приведите несколько примеров солей, используемых в домашнем хозяйстве или на производствах в местности вашего проживания.
9. Органическое стекло (*полиметилметакрилат*) используют в радио- и электротехнике как строительный и декоративный материал, как изоляционный материал в строительстве низковольтных установок. Напишите уравнения реакции полимеризации метилметакрилата $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{COOCH}_3$. Рассчитайте массовые доли углерода и кислорода в молекуле мономера.



Работа в группе

10. Обсудите в группах вопросы о положительном и отрицательном влиянии химии на:
 - а) окружающую среду;
 - б) жизнь;
 - в) здоровье.
11. Объясните (на конкретных примерах), как в будущем вам помогут знания, полученные на уроках химии.
12. Разработайте несколько презентаций для учащихся пятых-шестых классов о роли химии в защите окружающей среды и в обеспечении высокого качества жизни.
13. Изучите природные богатства родного края; разработайте и предложите бизнес-проект открытия собственного предприятия. Что может послужить сырьем для вашего производства? В каких отраслях хозяйства можно использовать вашу продукцию?

Периодическая система

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ										
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			
I	1 H ВОДОРОД 1,008										
II	3 Li ЛИТИЙ 6,939	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,012									
III	11 Na НАТРИЙ 22,990	12 Mg МАГНИЙ 24,312									
IV	19 K КАЛИЙ 39,10	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc 21 СКАНДИЙ 44,96	Ti 22 ТИТАН 47,88	V 23 ВАНАДИЙ 50,94	Cr 24 ХРОМ 52,00	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,94	Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,85	Co 27 КОБАЛЬТ 58,93		
V	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y 39 ИТТРИЙ 88,91	Zr 40 ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb 41 НИОБИЙ 92,91	Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [98,91]	Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07	Rh 45 РОДИЙ 102,91		
VI	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	La* 57 ЛАНТАН 138,91	Hf 72 ГАФНИЙ 178,49	Ta 73 ТАНТАЛ 180,95	W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85	Re 75 РЕНИЙ 186,21	Os 76 ОСМИЙ 190,20	Ir 77 ИРИДИЙ 192,22		
VII	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	Ac** 89 АКТИНИЙ [227,03]	Rf 104 РЕЗЕРФОРДИЙ [261,11]	Db 105 ДУБНИЙ [262,11]	Sg 106 СИБОРГИЙ [263,12]	Bh 107 БОРИЙ [264,12]	Hs 108 ХАССИЙ [267,13]	Mt 109 МЕЙТНЕРИЙ [268,14]		
Высшие оксиды	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇			RO₄	
Летучие водородные соединения											
* ЛАНТАНОИДЫ	Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pr 59 ПРАЗЕОДИМ 140,91	Nd 60 НЕОДИМ 144,24	Pm 61 ПРОМЕТИЙ [144,91]	Sm 62 САМАРИЙ 150,36	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,93	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,93	Er 68 ЭРБИЙ 167,26
** АКТИНОИДЫ	Th 90 ТОРИЙ 232,04	Pa 91 ПРОТАКТИНИЙ [231,04]	U 92 УРАН 238,03	Np 93 НЕПТУНИЙ [237,05]	Pu 94 ПЛУТОНИЙ [239,10]	Am 95 АМЕРИЦИЙ [243,06]	Cm 96 КЮРИЙ [247,07]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247,07]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251,08]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [252,08]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257,01]

ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

ЭЛЕМЕНТОВ								
	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	Vla	VIIa	VIIIa
							(H)	² He ГЕЛИЙ 4,003
			5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,999	9 F ФТОР 18,998	10 Ne НЕОН 20,183
			13 Al АЛЮМИНИЙ 26,982	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,974	16 S СЕРА 32,064	17 Cl ХЛОР 35,453	18 Ar АРГОН 39,948
Ni 28 НИКЕЛЬ 58,69	Cu 29 МЕДЬ 63,55	Zn 30 ЦИНК 65,39	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge германий 72,61	33 As мышьяк 74,92	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,90	36 Kr криптон 83,80
Pd 46 палладий 106,42	Ag 47 серебро 107,87	Cd 48 кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,71	51 Sb сурьма 121,75	52 Te теллур 127,60	53 I йод 126,90	54 Xe ксенон 131,29
Pt 78 платина 195,09	Au 79 золото 196,97	Hg 80 ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,37	82 Pb свинец 207,19	83 Bi висмут 208,98	84 Po полоний [208,98]	85 At астат [209,99]	86 Rn радон [222,02]
Ds 110 дармштадтий [281]	Rg 111 рентгений [280]	Cn 112 коперниций [285]	113 Nh нихоний [284]	114 Fl флеровий [289]	115 Mc московский [288]	116 Lv ливерморий [293]	117 Ts теннессин [294]	118 Og оганессон [294]
	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄
				RH₄	RH₃	H₂R	HR	
Tm 69 тулий 168,93	Yb 70 иттербий 173,04	Lu 71 лютеций 174,97						
Md 101 менделевий [288,10]	No 102 нобелий [289,10]	Lr 103 лоуренсий [281,11]						

Растворимость кислот, оснований, солей в воде

Ионы	H ⁺	K ⁺	Li ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	
OH ⁻	-	P	P	P	M	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	M	
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	H	P	M	H	
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	
SO ₃ ²⁻	P	P	P	M	M	P	P	M	-	H	H	-	H	-	H	H	H	-	-	H	
PO ₄ ³⁻	P	P	H	H	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
F ⁻	P	P	P	M	M	P	P	M	M	P	M	M	M	M	P	P	M	M	H	P	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	P	P	H	-	H	H	-	H	-	H	H	H	-	-	H	
S ²⁻	P	P	P	-	-	P	P	-	-	H	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	H	H	P	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	

«P» — растворимо, «H» — нерастворимо, «M» — малорастворимо, «-» — в водных растворах не существует.

Константы диссоциации некоторых кислот и оснований

Кислота	Химическая формула	Константа диссоциации, t = 25 °C
Азотистая	HNO ₂	6,9 · 10 ⁻⁴
Циановодородная (синильная)	HCN	5,0 · 10 ⁻¹⁰
Фтороводородная	HF	6,2 · 10 ⁻⁴
Уксусная	CH ₃ COOH	1,74 · 10 ⁻⁵
Аминоуксусная	NH ₂ CH ₂ COOH	1,7 · 10 ⁻¹⁰
Бензойная	C ₆ H ₅ COOH	6,3 · 10 ⁻⁵
Муравьиная	HCOOH	1,8 · 10 ⁻⁴
Карболовая (фенол)	C ₆ H ₅ OH	1,0 · 10 ⁻¹⁰

Основание (неорганическое или органическое)	Химическая формула	Константа диссоциации, t = 25 °C
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	1,76 · 10 ⁻⁵
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	2,3 · 10 ⁻¹
Гидроксид кальция	Ca(OH) ₂	4,0 · 10 ⁻²
Метиламин	CH ₃ NH ₂ + H ₂ O	4,6 · 10 ⁻³
Диметиламин	(CH ₃) ₂ NH + H ₂ O	5,4 · 10 ⁻⁴
Диэтиламин	(C ₂ H ₅) ₂ NH + H ₂ O	1,2 · 10 ⁻³
Анилин	C ₆ H ₅ NH ₂ + H ₂ O	4,3 · 10 ⁻¹⁰

