

ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАНИЕ

# ХИМИЯ В СЕЛЬСКОМ ХОЗЯЙСТВЕ

Е. И. Тупикин

2-е издание



УМО СПО рекомендует

**ЮРАЙТ**  
издательство  
biblio-online.ru



Е. И. Тупикин

# **ХИМИЯ В СЕЛЬСКОМ ХОЗЯЙСТВЕ**

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ ДЛЯ СПО

2-е издание, исправленное и дополненное

*Рекомендовано Учебно-методическим отделом среднего профессионального образования в качестве учебного пособия для студентов образовательных учреждений среднего профессионального образования*

**Книга доступна в электронной библиотечной системе  
biblio-online.ru**

**Москва ■ Юрайт ■ 2019**

УДК 54(075.32)

ББК 24.1я723

Т85

**Автор:**

**Тупикин Евгений Иванович** — профессор, кандидат химических наук, доктор педагогических наук, профессор кафедры естественнонаучных дисциплин факультета техники и современных технологий Московского технологического института.

**Тупикин, Е. И.**

Т85

Химия в сельском хозяйстве : учеб. пособие для СПО / Е. И. Тупикин. — 2-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2019. — 184 с. — Серия : Профессиональное образование.

ISBN 978-5-534-04160-6

В учебном пособии кратко рассматриваются вопросы по общей химии, разбираются учебные элементы, относящиеся к химии неорганических и органических веществ, находящих применение в агропромышленном комплексе страны.

Данное издание является лауреатом конкурса «Профессиональный стандарт».

Соответствует актуальным требованиям Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования и профессиональным требованиям.

*Для студентов образовательных учреждений среднего профессионального образования.*

УДК 54(075.32)

ББК 24.1я723



*Все права защищены. Никакая часть данной книги не может быть воспроизведена в какой бы то ни было форме без письменного разрешения владельцев авторских прав. Правовую поддержку издательства обеспечивает юридическая компания «Дельфи».*

ISBN 978-5-534-04160-6

© Тупикин Е. И., 2009

© Тупикин Е. И., 2017, с изменениями

© ООО «Издательство Юрайт», 2019

## Оглавление

Предисловие .....	9
-------------------	---

### Раздел I ВАЖНЕЙШИЕ СВЕДЕНИЯ ИЗ ХИМИИ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ, ВОДЫ И РАСТВОРОВ

Глава 1. Общая характеристика химии классов неорганических веществ .....	12
1.1. Классификация неорганических веществ. Простые вещества, применяемые в сельском хозяйстве .....	12
1.2. Классификация сложных веществ и оксидов. Роль оксидов в сельском хозяйстве .....	13
1.3. Характеристика гидроксидов, их классификация. Амфотерные гидроксиды .....	15
1.4. Характеристика кислот, их классификация. Роль кислот в сельском хозяйстве .....	16
1.5. Характеристика оснований, их классификация. Роль оснований в сельском хозяйстве .....	18
1.6. Характеристика солей, их классификация. Роль солей в сельском хозяйстве .....	19
1.6.1. Общая характеристика солей .....	19
1.6.2. Средние соли .....	19
1.6.3. Кислые соли .....	20
1.6.4. Основные соли .....	21
1.6.5. Двойные соли .....	22
1.6.6. Комплексные соли .....	23
1.7. Процессы электролитической диссоциации веществ и их роль в сельском хозяйстве .....	25
1.8. Важнейшие химические свойства оксидов, гидроксидов и солей, проявляющиеся в процессах агротехнического комплекса ...	28
1.8.1. Оксиды .....	28
1.8.2. Гидроксиды .....	29
1.8.3. Соли .....	30

## **Глава 2. Особенности дисперсных систем и протекание химических процессов в средах, характерных для**

<b>агротехнического комплекса .....</b>	<b>31</b>
2.1. Роль дисперсных систем в сельском хозяйстве .....	31
2.2. Роль грубых взвесей в сельском хозяйстве .....	33
2.3. Роль коллоидных систем в сельском хозяйстве .....	34
2.4. Истинные растворы и их применение в сельском хозяйстве .....	38
2.5. Особенности протекания химических реакций в средах, характерных для агротехнического комплекса .....	43

## **Глава 3. Вода, ее роль в природе и сельском хозяйстве .....**

3.1. Общая характеристика воды как химического соединения .....	50
3.2. Физические свойства воды, их аномальность. Роль аномалий в сельском хозяйстве .....	51
3.3. Химические свойства воды. Ее диссоциация. Водородный и гидроксидный показатели .....	54
3.4. Вода как гидролизующий агент .....	56
3.5. Взаимодействие воды с оксидами. Химическое выветривание .....	62
3.6. Роль гидратации в сельском хозяйстве .....	64
3.7. Жесткость природных вод. Влияние жесткости воды на качество продуктов сельского хозяйства .....	65
3.8. Водоумягчение и его значение для оптимизации сельскохозяйственного производства .....	67
3.9. Вода в окислительно-восстановительных процессах .....	69
3.10. Агротехнический комплекс и гидросфера: негативное воздействие и его минимизация .....	70

### **Раздел II**

## **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ, ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ И КОРРОЗИОННЫЕ ПРОЦЕССЫ В АГРОТЕХНИЧЕСКОМ КОМПЛЕКСЕ**

### **Глава 4. Общая характеристика окислительно-восстановительных процессов .....**

<b>восстановительных процессов .....</b>	<b>73</b>
4.1. Основные понятия теории окислительно-восстановительных процессов .....	73
4.2. Уравнивание схем окислительно-восстановительных реакций. Роль окислительно-восстановительных процессов в агротехническом комплексе .....	74

### **Глава 5. Электрохимические и коррозионные процессы в агротехническом комплексе .....**

<b>агротехническом комплексе .....</b>	<b>78</b>
5.1. Общая характеристика электрохимических процессов. Электродный потенциал .....	78
5.2. Гальванический элемент. Электрохимический ряд напряжений .....	79
5.3. Химические процессы в гальванических элементах,	

5.3.1. Процессы, протекающие в обратимых гальванических элементах .....	83
5.3.2. Процессы, протекающие в необратимых гальванических элементах .....	84
5.4. Характеристика химических источников тока .....	85
5.5. Характеристика электролиза. Роль электролиза в агротехническом комплексе .....	88
5.5.1. Общие сведения об электролизе .....	88
5.5.2. Особенности химических процессов при электролизе расплавов .....	89
5.5.3. Электролиз водных растворов .....	90
5.6. Коррозия металлов и ее роль в агротехническом комплексе .....	93
5.6.1. Основные понятия учения о коррозии металлов и их сплавов.....	93
5.6.2. Основные виды коррозии и их классификация .....	94
5.6.3. Общая характеристика химической коррозии и ее роль в сельском хозяйстве .....	96
5.6.4. Общая характеристика электрохимической коррозии и ее роль в сельском хозяйстве .....	96
5.6.5. Количественные критерии оценки коррозии металлов .....	99
5.6.6. Защита металлов от коррозии .....	100
5.6.7. Влияние коррозии в агротехническом комплексе и особенности охраны природы в нем .....	103

### Раздел III

## КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА КЛАССОВ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ, ПРИМЕНЯЕМЫХ В АГРОТЕХНИЧЕСКОМ КОМПЛЕКСЕ

### **Глава 6. Углеводороды и их галогенопроизводные, применяемые в агротехническом комплексе ..... 105**

6.1. Характеристика углеводородов и их роль в сельском хозяйстве .....	105
6.2. Роль галогенопроизводных углеводородов в агротехническом комплексе .....	109

### **Глава 7. Роль органических веществ, содержащих функциональные группы, в агротехническом комплексе .....110**

7.1. Характеристика органических веществ с кислородсодержащими функциональными группами. Их значение в агротехническом комплексе .....	110
7.1.1. Спирты .....	110
7.1.2. Фенолы .....	112
7.1.3. Альдегиды .....	112
7.1.4. Карбоновые кислоты .....	112
7.1.5. Сложные эфиры .....	114
7.1.6. Жиры .....	114
7.1.7. Углеводы .....	115

7.2. Роль органических веществ с азотсодержащими и другими функциональными группами в агротехническом комплексе .....	117
7.2.1. Амины. Азотистые основания .....	118
7.2.2. Аминокислоты .....	119
7.2.3. Белки .....	119
7.2.4. Нуклеиновые кислоты .....	121

## Раздел IV

### ХИМИЯ В РАСТЕНИЕВОДСТВЕ

<b>Глава 8. Роль химических элементов в жизни растений .....</b>	<b>122</b>
8.1. Химический состав культурных растений .....	122
8.2. Вынос растениями элементов питания из почвы .....	125
8.3. Биологическая роль макроэлементов в растениях .....	128
8.3.1. Биологическая роль углерода .....	128
8.3.2. Биологическая роль водорода .....	128
8.3.3. Биологическая роль кислорода .....	129
8.3.4. Биологическая роль азота .....	129
8.3.5. Биологическая роль фосфора .....	130
8.3.6. Биологическая роль серы .....	130
8.3.7. Биологическая роль калия и натрия .....	131
8.3.8. Биологическая роль магния .....	131
8.3.9. Биологическая роль кальция .....	132
8.3.10. Биологическая роль железа .....	132
8.4. Биологическая роль микроэлементов в растениях .....	132
8.4.1. Биологическая роль галогенов .....	133
8.4.2. Биологическая роль селена и кремния .....	133
8.4.3. Биологическая роль алюминия и бора .....	134
8.4.4. Биологическая роль <i>d</i> -элементов .....	134
<b>Глава 9. Характеристика химии почв .....</b>	<b>136</b>
9.1. Краткие сведения о почвах .....	136
9.2. Состав почв. Твердая фаза почв .....	137
9.3. Газообразная и жидкая фазы почв .....	141
9.3.1. Газообразная фаза почв .....	141
9.3.2. Жидкая фаза почв. Виды воды в почвах .....	141
9.4. Поглотительная способность почвы и ее роль в плодородии .....	143
9.5. Важнейшие особенности почв и некоторые их виды .....	145
9.6. Химическая мелиорация как способ повышения плодородия .....	146
9.6.1. Известкование почв .....	147
9.6.2. Гипсование почв .....	148
<b>Глава 10. Краткая характеристика химии удобрений .....</b>	<b>148</b>
10.1. Общая характеристика удобрений .....	148
10.2. Свойства и получение калийных удобрений .....	149
10.2.1. Характеристика калийных удобрений .....	149
10.2.2. Распознавание калийных удобрений .....	151



10.3. Свойства и получение азотных удобрений.....	151
10.3.1. Характеристика аммонийных удобрений .....	152
10.3.2. Характеристика нитратных удобрений (селитр).....	153
10.3.3. Характеристика амидных удобрений.....	154
10.3.4. Эффективность использования растениями азотных удобрений.....	155
10.3.5. Распознавание азотных удобрений.....	155
10.4. Свойства и получение фосфорных удобрений.....	157
10.4.1. Особенности простых фосфорных удобрений.....	157
10.4.2. Особенности применения фосфорных удобрений.....	158
10.4.3. Идентификация фосфорных удобрений .....	159
10.5. Свойства комплексных удобрений .....	160
10.5.1. Особенности сложных удобрений.....	160
10.5.2. Характеристика смешанных удобрений .....	160
10.6. Особенности микроудобрений.....	161
10.7. Органические удобрения и органоминеральные смеси. Экологическое воздействие удобрений.....	163
<b>Глава 11. Средства химической защиты растений.....</b>	<b>166</b>
11.1. Характеристика и классификация пестицидов .....	166
11.2. Важнейшие зооциды, десиканты и дефолианты. Средства борьбы с сорняками и грибами.....	167
11.3. Стимуляторы и ингибиторы роста, гиббереллины. Пестициды и проблемы экологии .....	169

## Раздел V

### ХИМИЯ В ЖИВОТНОВОДСТВЕ

<b>Глава 12. Химические процессы в жизнедеятельности животных и повышении продуктивности животноводства .....</b>	<b>171</b>
12.1. Химический состав организма животного .....	171
12.2. Биологическая характеристика важнейших химических элементов в организмах животных и человека .....	172
12.3. Химические соединения, применяемые в животноводстве.....	175
12.4. Общая характеристика состава кормов и их химической обработки.....	176
<b>Заключение.....</b>	<b>181</b>
<b>Рекомендуемая литература .....</b>	<b>182</b>
<b>Новые издания по дисциплине «Химия» и смежным дисциплинам .....</b>	<b>183</b>



## ПРЕДИСЛОВИЕ

Химия в сельском хозяйстве играет очень важную роль по следующим причинам:

- любая продукция сельскохозяйственного производства представляет собой различные вещества или их смесь;
- субстрат, на котором выращивается сельскохозяйственная продукция, является смесью неорганических и органических соединений, он является почвой, которая обладает плодородием;
- то, что в современных условиях позволяет оптимизировать плодородие почв, является веществами различной природы;
- сельское хозяйство определенным образом влияет на природные экологические процессы, что в большинстве своем связано с химическими процессами и веществами, в них применяемыми и т.д.

Учебное пособие предназначено студентам образовательных учреждений среднего профессионального образования. Оно соответствует действующему Федеральному государственному стандарту.

Согласно этим документам химия является обязательной дисциплиной для изучения, и согласно концепции профилированного подхода она должна содержать раздел «Химия в сельском хозяйстве».

Профилированное изучение дисциплины предполагает различные методы изучения материала.

1. *Диффузный метод*. Профессионально значимый материал рассматривается при изучении всех тем и разделов химии.

2. *Локальный метод*. Для изучения профессионально значимого материала выделяется специальный раздел.

3. *Комплексный метод* сочетает признаки диффузного и локального методов.

В некоторых учебных заведениях для усиления химической и технологической подготовки выделяют время на спецкурс «Химия в сельском хозяйстве».

В этом аспекте разработано данное учебное пособие. В нем кратко рассматриваются вопросы по общей химии, без которых невозможно понимание химии неорганических и органических веществ, применя-

емых в строительстве. Далее разбираются учебные элементы, относящиеся к химии неорганических и органических веществ, находящих применение в агропромышленном комплексе страны. В пособии рассмотрена взаимосвязь агропромышленных комплексов и возникновения и разрешения экологических проблем, связанных с ними.

Сельское хозяйство и агропромышленные комплексы, в которых оно главным образом реализуется, весьма многообразны. Следует различать две принципиально различные ветви сельского хозяйства — растениеводство и животноводство, химические проблемы в которых сильно различаются, но имеют и общие черты, так как они изучают химическую форму движения материи. Это необходимо учитывать в содержании химического образования в образовательных учреждениях сельскохозяйственного профиля.

В результате изучения дисциплины студент должен освоить:

***трудовые действия***

- владеть навыками объяснения различных явлений (в том числе и химических), протекающих на производстве, в природе и быту;
- владеть методами определения возможности протекания химических явлений в различных условиях и оценки их последствий;
- владеть навыками экологически грамотного поведения в окружающей среде;
- владеть методами оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и природные экологические процессы;
- владеть приемами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;
- владеть навыками приготовления растворов заданной концентрации на производстве и в быту;
- владеть методами критической оценки достоверности химической информации, поступающей из разных источников;

***необходимые умения***

- определять валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в веществах, заряд иона, характер среды в водных растворах различных веществ, применяемых в строительстве, окислитель и восстановитель, принадлежность вещества к разным классам соединений;
- характеризовать химические элементы малых периодов по их положению в периодической системе Д. И. Менделеева;
- объяснять природу химической связи в веществах, применяемых в строительстве, зависимость скорости химических реакций и положения химического равновесия от различных факторов;
- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета);

- использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;
- находить связь между химическими соединениями и явлениями с содержанием будущей профессиональной деятельности;
- решать расчетные задачи по химическим формулам и уравнениям;

***необходимые знания***

- важнейшие химические понятия и законы;
- химические элементы и их соединения;
- основные теории химии;
- вещества и материалы, применяемые в сельском хозяйстве.

Настоящее переиздание вызвано необходимостью обновления данного учебного пособия, так как за время, прошедшее с выхода первого издания, изменились требования к изучению учебной дисциплины, появились новые подходы и обновились стандарты ее изучения.

# ВАЖНЕЙШИЕ СВЕДЕНИЯ ИЗ ХИМИИ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ, ВОДЫ И РАСТВОРОВ

## Глава 1

### ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИИ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

#### 1.1. Классификация неорганических веществ.

##### Простые вещества, применяемые в сельском хозяйстве

Неорганические вещества являются базисом сельскохозяйственного производства. Они имеют очень сложную классификацию. Их подразделяют на простые и сложные вещества.

**Вещества** — это то, из чего состоят окружающие нас тела.

**Простые вещества** — это химические соединения, образованные атомами одного и того же химического элемента.

Их подразделяют на металлы, неметаллы, благородные газы и др. Они могут иметь *молекулярную* (галогены и др.) и *немолекулярную* структуру (металлы).

Простые вещества, образованные металлическими химическими элементами, характеризуются металлической кристаллической решеткой. Различают *типичные* и *переходные* металлы. Типичными металлами являются натрий, калий, магний, кальций и др. Алюминий — нетипичный металл; он, наряду с металлическими, обладает некоторыми неметаллическими свойствами: реагирует с кислотами как металл, с щелочами как неметалл. Типичным металлам соответствуют основные оксиды и гидроксиды, а типичным неметаллам — кислотные. Нетипичным металлам (Be, Al и др.) и переходным элементам характерны кислотные или (и) амфотерные оксиды и гидроксиды. Так, оксиды и гидроксиды алюминия и цинка (переходный элемент) амфотерны, а хром и железо (*d*-элементы) имеют амфотерные и кислотные оксиды и гидроксиды.

Благородные газы образованы элементами VIII группы главной подгруппы (гелий, неон и др.). Они имеют высокую химиче-

скую стойкость. В производственных условиях агротехнического комплекса их применяют для создания инертных атмосфер, используемых при хранении наиболее ценных видов сельскохозяйственной продукции. Огромна роль молекулярного кислорода, без которого невозможна жизнь сельскохозяйственных животных и растений (*почему?*). Простые вещества, образованные металлическими химическими элементами, широко используются при изготовлении сельскохозяйственной техники.

### Задания для самостоятельной работы

---

1. Поясните, чем простые вещества отличаются от сложных по составу.
2. Назовите основные группы простых веществ, приведите по одному примеру таких веществ.
3. Приведите три обоснованных примера использования простых веществ в сельском хозяйстве.

## 1.2. Классификация сложных веществ и оксидов. Роль оксидов в сельском хозяйстве

Вещества, образованные атомами нескольких химических элементов, называются **сложными**.

Сложные вещества подразделяют на водородные соединения, оксиды, гидроксиды, соли и другие классы неорганических соединений. Рассмотрим особенности классификации и свойств оксидов.

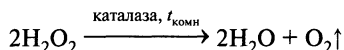
**Оксиды** — сложные вещества, образованные атомами двух химических элементов, один из которых кислород.

Оксиды — это **бинарные** соединения, так как они образованы двумя химическими элементами.

По степени окисления оксиды подразделяют на пероксиды и нормальные оксиды.

**Пероксиды** — оксиды, в которых степень окисления кислорода меньше, чем  $-2$  ( $-1$  и др.).

Наиболее важным для сельского хозяйства является пероксид водорода  $H_2O_2$  — вещество молекулярной структуры. Оно образуется при фотосинтезе в организмах растений и в процессах метаболизма в организмах животных. Это вредное для организмов соединение разлагается:



Большое значение имеют пероксиды натрия  $Na_2O_2$  и калия  $K_2O_4$ , применяемые для создания окислительной атмосферы, обогащенной кислородом; при этом использование эквимолеку-

лярной смеси (1 : 1) этих веществ приводит к тому, что давление в замкнутой системе при их использовании не изменяется.

В сельском хозяйстве большое значение имеют нормальные оксиды, которые подразделяют на несолеобразующие (NO и др.) и солеобразующие (CaO и др.).

Оксиды, в которых степень окисления кислорода равна  $-2$ , называются **нормальными**.

**Несолеобразующими** называют оксиды, которые или не реагируют с кислотами и основаниями, или при их взаимодействии не получается неорганической соли, содержащей солеобразующий элемент в исходной степени окисления.

Несолеобразующие оксиды имеют определенное значение в сельском хозяйстве. Так, оксид азота(II), образующийся в атмосфере при грозовых разрядах из молекулярного азота, обогащает почву связанным азотом. Оксиды азота, образующиеся при извержениях вулканов и в результате производственной деятельности человека, являются причиной кислотных дождей, отрицательно воздействующих на процессы, протекающие в сельском хозяйстве.

Оксид углерода(II), угарный газ (CO) является веществом, нарушающим газообмен у сельскохозяйственных животных.

Наибольшее значение в деятельности человека, в том числе и сельском хозяйстве, имеют **солеобразующие оксиды**, которые по их способности реагировать с кислотами или с щелочами подразделяют на кислотные, основные и амфотерные.

**Основными** называются солеобразующие оксиды, которые взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду.

Наиболее важными основными оксидами, применяемыми в сельском хозяйстве, являются оксиды кальция, магния и др. Эти оксиды используют в сельском строительстве и т. д.

Кислотные оксиды применяют как вещества для получения других соединений. Так, из фосфорного ангидрида теоретически можно получать фосфорную кислоту и ее соли. Кислотные оксиды могут попадать в сферу сельского хозяйства извне. Они являются причиной кислотных дождей, а также источником химически связанных питательных элементов (азота, фосфора, серы и др.). Диоксид кремния входит в состав природных химических соединений, составляющих минеральную основу (субстрат) почвы. Огромная роль в агропромышленном комплексе принадлежит углекислому газу — веществу, без которого невозможен фотосинтез. Диоксид углерода применяют и при изготовлении сельскохозяйственной продукции, для создания инертной атмосферы при консервировании и др.

Амфотерные оксиды ( $Al_2O_3$ , ZnO и др.) вместе с кислотными оксидами образуют химические соединения, составляющие минеральный субстрат почвы. Используют эти соединения и в сельском строительстве.

## Задания для самостоятельной работы

---

1. Поясните, какие вещества называют оксидами, и докажите, что они — бинарные вещества.
2. Назовите классы оксидов, исходя из: а) степени окисления кислорода; б) их способности взаимодействовать с кислотами или с щелочами; приведите примеры оксидов, относящихся к этим классам веществ.
3. Назовите основные классы солеобразующих оксидов; приведите примеры соответствующих оксидов.
4. Приведите четыре обоснованных примера, иллюстрирующих роль оксидов в сельском хозяйстве.

### 1.3. Характеристика гидроксидов, их классификация. Амфотерные гидроксиды

**Гидроксиды** — сложные вещества, образованные атомами трех химических элементов, два из которых кислород и водород\*.

Исходя из химических свойств, гидроксиды подразделяют на основания, кислоты и амфотерные гидроксиды. Рассмотрим амфотерные гидроксиды.

Гидроксиды, способные взаимодействовать и с кислотами, и с щелочами, так как частично диссоциируют и как кислоты, и как основания, называются **амфотерными гидроксидами**.

Амфотерные гидроксиды проявляют свойства как кислот (реагируют с щелочами), так и оснований (взаимодействуют с кислотами), в чем и состоит их **амфотерность**. Наиболее важными из них являются гидроксиды алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , цинка  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , хрома(III)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и др.

Все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде и являются слабыми электролитами.

Для амфотерных гидроксидов характерна немолекулярная структура и переменный состав, так как в обычных условиях они легко теряют воду.

Практическое значение амфотерных гидроксидов в агропромышленном комплексе состоит в их применении в процессах водоочистки (гидроксид алюминия), так как они образуются при гидролизе солей; эти гидроксиды — хорошие адсорбенты и способствуют удалению из воды посторонних примесей за счет процессов коагуляции.

## Задания для самостоятельной работы

---

1. Поясните, какие вещества называют гидроксидами, и назовите основные классы гидроксидов.

---

\* См.: Тупикин Е. И. Химия. — М.: Дрофа, 2009.



2. Назовите главные особенности амфотерных гидроксидов, приведите формулы трех таких гидроксидов.

3. Поясните, в чем состоит амфотерность амфотерных гидроксидов, и напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксидов алюминия и цинка в условно молекулярной и краткой ионной формах.

#### **1.4. Характеристика кислот, их классификация. Роль кислот в сельском хозяйстве**

Кислоты представляют собой сложную группу химических соединений\*. Эти вещества состоят из кислотных остатков и атомов водорода, способных замещаться или обмениваться на атомы металлов.

Кислоты имеют несколько классификаций.

По *наличию кислорода* в молекуле кислоты подразделяют на бескислородные и кислородсодержащие.

Кислоты, являющиеся водными растворами галогеноводородов и халькогеноводородов, называются **бескислородными**.

Наиболее важными из них являются соляная  $\text{HCl}$  (соли — хлориды), бромоводородная  $\text{HBr}$  (бромиды), иодоводородная  $\text{HI}$  (иодиды), сероводородная  $\text{H}_2\text{S}$  (сульфиды) и др.

Кислоты, молекулы которых содержат атомы кислорода, называются **кислородсодержащими кислотами**.

К ним относят азотную  $\text{HNO}_3$  (нитраты); азотистую  $\text{HNO}_2$  (нитриты); сернистую  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (сульфиты); серную  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (сульфаты); фосфорную  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (фосфаты); мышьяковую  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  (арсенаты); угольную  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (карбонаты); хлорную  $\text{HClO}_4$  (перхлораты); метаиодную  $\text{HIO}_4$  (метапериодаты); ортоиодную  $\text{H}_5\text{IO}_6$  (ортопериодаты); хромовую  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  (хроматы); двуххромовую  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (дихроматы) и др.\*\*

Кислородсодержащие кислоты являются **гидроксидами** кислотных оксидов.

По *способности кислот к диссоциации* их подразделяют на слабые, сильные и кислоты средней силы.

Кислоты, степень диссоциации которых меньше 3%, называются **слабыми**.

Ими являются угольная, кремниевые, азотистая, хлорноватистая, хлористая и др.

---

\* См.: *Тупикин Е. И.* Химия. — М.: Дрофа, 2009.

\*\* В формулах кислот подчеркнуты кислотные остатки, соответствующие средним солям.

Кислоты, степень диссоциации которых больше 30%, называются **сильными**.

Это азотная, соляная, хлорная, серная, селеновая и др.

Кислоты **средней силы** имеют степень диссоциации от 3 до 30%.

Ими являются ортофосфорная, мышьяковая, сернистая и др.

Важной характеристикой кислоты является основность.

**Основность кислоты** — это число атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться на атомы металла.

По основности кислоты подразделяют на одно-, двух-, трех- и многоосновные кислоты. Наибольшая основность равна шести. Шестиосновой является ортотеллуровая кислота  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ .

По характеру взаимодействия кислот с металлами выделяют неокислительные и окислительные кислоты.

**Неокислительными** называются кислоты, которые при взаимодействии с металлами образуют молекулярный водород и соль.

К ним относят большинство кислот, например соляную, разбавленную серную, фосфорную, все органические кислоты и т. д.

**Окислительными** называются кислоты, которые при взаимодействии с металлами образуют соль, воду и продукты восстановления кислородсодержащего аниона.

Наиболее важными окислительными кислотами являются азотная кислота любых концентраций и концентрированные растворы серной и селеновой кислот.

Кислоты — химически активные вещества. Так, сильные кислоты (серная, соляная и др.) очень агрессивны. Они едки и разрушают волокна и образующие их ткани. Едкое воздействие они оказывают на ткани организмов человека и сельскохозяйственных животных. Особенно опасной в этом отношении является серная кислота, поэтому при работе с кислотами необходимо соблюдать правила техники безопасности.

Кислоты играют большую роль в сельском хозяйстве. Их применяют при обработке кормов в животноводстве как консервирующее средство и вкусовые добавки. Кислоты используют в агрохимических лабораториях в качестве реагентов. Неорганические кислоты являются сырьем в туковом производстве (при получении минеральных удобрений). Почвенные кислоты создают определенную реакцию среды, за счет чего на тех или иных почвах могут произрастать различные культурные растения. Кислоты вступают в метаболизм, обеспечивая этим возможность реализации жизнедеятельности организмов. Например, при взаимодействии жирных кислот с глицерином образуются жиры. Соляная кислота способствует проявлению активности ферментов, способствующих перевариванию белков, и т. д.

## Задания для самостоятельной работы

---

1. Поясните, почему кислоты можно считать гидроксидами.
2. Поясните, в чем состоит принципиальное отличие окислительных кислот от неокислительных, приведите примеры формул и названий веществ каждого класса этих кислот.
3. Приведите два обоснованных примера использования кислот в агропромышленном комплексе.
4. Поясните, почему при работе с кислотами необходимо соблюдать правила техники безопасности.

### 1.5. Характеристика оснований, их классификация. Роль оснований в сельском хозяйстве

Основания являются типичными гидроксидами, с которыми их часто отождествляют.

**Основания** — сложные вещества, которые при диссоциации в качестве анионов образуют *только* гидроксианионы.

Основания характеризуются **кислотностью** — числом групп ОН, связанных с одним атомом металла.

По кислотности их подразделяют на *одно-, двух- и трехкислотные*. КОН — однокислотное, Са(ОН)<sub>2</sub> — двухкислотное и т. д.

По растворимости основания подразделяют на *хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые*. Хорошо растворимы гидроксиды металлов I группы главной подгруппы (лития, натрия, калия, рубидия, франция). Хорошо растворим гидроксид аммония NH<sub>4</sub>ОН. Малорастворимы основания, содержащие кальций, стронций, барий и радий. Практически нерастворимы гидроксиды магния, железа(II), хрома(II), марганца(II) и др.

По степени электролитической диссоциации основания подразделяют на щелочи и слабые электролиты.

**Щелочи** — это основания, диссоциирующие в водных растворах на 100%. Щелочами являются гидроксиды лития, натрия, калия, рубидия, франция, кальция, стронция, бария и радия.

Гидроксид аммония и нерастворимые основания являются слабыми электролитами, кроме гидроксида магния, относящегося к электролитам средней силы.

Основания — химически активные соединения. Наибольшим многообразием химических свойств характеризуются щелочи. Щелочи едки, т. е. разъедают волокна и образованные ими ткани и одежду, вызывают разрушение тканей человеческого тела и тел животных. Химическая агрессивность щелочей делает необходимым соблюдение осторожности при работе с этими химическими соединениями.

Щелочи широко применяют в сельском хозяйстве: при известковании почв для снижения их кислотности (гидроксид каль-

ция), в различных аккумуляторах (сельскохозяйственная техника), при получении мыл (утилизация отходов животноводства) и т. д.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, почему основания характеризуются кислотностью, расшифруйте термин «кислотность основания», приведите два примера однокислотных оснований.

2. Поясните, в чем состоит принципиальное отличие щелочей от других оснований, приведите примеры формул и названий веществ из каждого класса этих оснований.

3. Приведите два обоснованных примера использования оснований в агропромышленном комплексе.

4. Поясните, почему при работе с щелочами необходимо соблюдать правила техники безопасности.

## **1.6. Характеристика солей, их классификация.**

### **Роль солей в сельском хозяйстве**

#### **1.6.1. Общая характеристика солей**

Соли — сложная, многообразная группа химических соединений. По происхождению их подразделяют на органические и неорганические вещества.

Понятие «соль» многообразно, и его можно рассматривать с разных позиций. Рассмотрим некоторые определения понятия «соль».

**Соль** — сложное вещество, состоящее из кислотного остатка и катиона металла (вместо металла соль может содержать катионы аммония и т. д.).

**Соли** — электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла и анионы кислотного остатка (кроме этих ионов, при диссоциации солей разных классов могут образовываться и другие ионы: гидроксония, гидроксида и др.).

Соли имеют сложную классификацию. Их подразделяют на средние, кислые, основные, собственно комплексные, двойные, оксосоли и др. Рассмотрим некоторые из классов этих солей.

#### **1.6.2. Средние соли**

**Средние соли** — продукты полного замещения или обмена атомов водорода на атомы металла в кислотах или гидроксогрупп на кислотные остатки в основаниях.

Ими являются карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , хлорид аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и др.

Они находят широкое применение в сельском хозяйстве. Соли азотной, фосфорной, серной и некоторых других кислот являются ценными удобрениями. Некоторые соли (хлорид натрия и др.) применяют как добавки в корм животным и т. д.

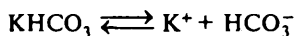
### 1.6.3. Кислые соли

В практике сельскохозяйственного производства большую роль играют кислые соли.

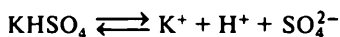
**Кислые соли** — это продукты неполного замещения или обмена атомов водорода на атомы металла в молекулах многоосновных кислот, содержащие в своем составе атомы водорода, способные замещаться на атомы металла.

Исходя из особенностей диссоциации кислых солей, их можно подразделить на истинно кислые и ложнокислые соли.

**Истинно кислыми** называются кислые соли, при диссоциации которых даже в разбавленных растворах не происходит полной диссоциации гидрогенизированного иона на катион водорода и соответствующий анион. Например:



**Ложнокислые соли** — это кислые соли, при диссоциации которых даже в концентрированных растворах происходит полная диссоциация гидрогенизированного аниона на катион(ы) водорода и соответствующий анион. Например:



Эти соли в растворе полностью диссоциируют и практически являются смесью сильной кислоты и средней соли.

Ложнокислыми являются соли сильных двухосновных кислот — серной, селеновой и др.

Важным признаком кислых солей является наличие в их составе гидрогенизированного аниона.

**Гидрогенизированный анион** — это анион, в состав которого входит водород, способный к замещению или обмену на атомы металла (например,  $\text{HCO}_3^-$ ).

(Поясните, является ли ион  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  гидрогенизированным и почему.)

При составлении формул и названий кислых солей применяют правила, рассмотренные в гл. 7\*.

Рассмотрим пример составления формулы и названия кислой соли.

**Пример.** Составьте формулу тетрагидроортотеллурата железа(III).

Формула соответствующей кислоты  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ ; формула гидрогенизированного кислотного остатка  $\text{H}_4\text{TeO}_6$ ; его валентность  $V$  ( $\text{H}_4\text{TeO}_6$ ) равна II ( $6 - 4$ ). Следовательно, формула соли  $\text{Fe}_2(\text{H}_4\text{TeO}_6)_3$ .

---

\* См.: Тупикин Е. И. Химия. — М.: Дрофа, 2009.

Кислые соли широко применяют в сельском хозяйстве. За счет хорошей растворимости они легко усваиваются растениями, поэтому применяются как удобрения (дигидрофосфат, гидрофосфат кальция и др.).

В организмах сельскохозяйственных растений и животных кислые соли наряду с другими солями образуют кислотно-основные системы, обеспечивающие возможность метаболизма. В почвах эти соли создают определенную реакцию среды, обеспечивая возможность (невозможность) произрастания культурных растений и т. д.

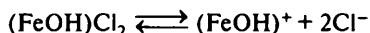
#### 1.6.4. Основные соли

Большое значение в агротехническом комплексе играют основные соли, которые могут получаться при гидролизе средних солей в природных условиях.

**Основными** называются соли, являющиеся продуктами неполного обмена гидроксидных групп  $\text{OH}$  в многокислотных основаниях на кислотные остатки.

Исходя из особенностей диссоциации основных солей, их подразделяют на истинно основные и ложноосновные соли.

**Истинно основные соли** — это основные соли, при диссоциации которых даже в разбавленных растворах не происходит полной диссоциации гидроксидированного аниона на катион металла и анион гидроксида. Например:



Диссоциацию ложноосновных солей записывают в форме уравнений, например:



Эти соли в растворе диссоциируют полностью и практически являются смесью щелочи и средней соли.

К ложноосновным солям относятся основные соли кальция, стронция, бария и радия.

Все основные соли нерастворимы, поэтому в ионных уравнениях их формулы записывают в условно-молекулярной форме, но при характеристике гидролиза солей их записывают в ионном виде.

Важным признаком этих солей является наличие в их составе гидроксидированного катиона.

**Гидроксидированный катион** — это катион, в состав которого входит гидроксидная группа, способная обмениваться на кислотные остатки.

Ион  $\text{FeOH}^+$  является гидроксидированным катионом, так как в его составе содержится группа  $\text{OH}$ , способная к обмену на кислотные остатки.

Составляя формулы и названия основных солей, применяют правила, рассмотренные в гл. 7\*.

Рассмотрим пример составления формулы и названия основной соли.

**Пример.** Составьте формулу дигидрососульфата железа(III).

Формула соответствующей кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; кислотный остаток —  $\text{SO}_4$ , его валентность II; формула гидроксидированного катиона  $(\text{Fe}(\text{OH})_2)^+$ ; его валентность  $B$  ( $\text{Fe}(\text{OH})_2$ )<sup>+</sup> равна  $I(3 - 2)$ . Формула соли  $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ .

Основные соли применяют в сельском хозяйстве. Они входят в состав минералов, образующих почву, могут образовываться при гидролизе солей, применяющихся в агротехническом комплексе, и влиять на реакцию среды.

### 1.6.5. Двойные соли

В агротехническом комплексе используются двойные соли.

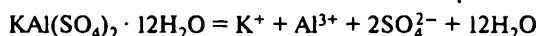
*Двойными* называются соли, которые содержат или два катиона, связанные с одним анионом, или с одним катионом связаны два разных аниона.

Различают две разновидности двойных солей: 1) с одним анионом связаны два катиона; 2) с одним катионом связаны два аниона.

К двойным солям первого типа относят природный минерал сильвинит  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ , из которого получают калийное удобрение — хлорид калия  $\text{KCl}$ . Среди двойных солей этого типа большое практическое значение имеют *квасцы* — кристаллогидраты сульфатов однозарядных ионов (калия, натрия, аммония) и трехзарядных ионов (алюминия, хрома, железа). В общем виде формулу квасцов можно записать в двух формах:  $\text{Me}^+\text{Me}^{3+}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  или  $\text{Me}_2^+\text{SO}_4 \cdot \text{Me}_2^{3+}(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ .

Примером квасцов являются алюмокалиевые квасцы:  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  или  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ . Широкое применение находят также хромокалиевые, железокалиевые, железоаммонийные и другие квасцы.

К двойным солям второго типа относятся нитрит-нитратные шелока, например нитрит-нитрат кальция  $\text{Ca}(\text{NO}_2)\text{NO}_3$ , хлорид-гипохлорит кальция  $\text{CaCl}(\text{OCl})$  и др. При их диссоциации образуются все ионы, которые входят в состав данной соли:



Двойные соли применяют в агрохимических лабораториях, а также как удобрения и в других сферах сельского хозяйства.

---

\* См.: Тупикин Е. И. Химия. — М.: Дрофа, 2009.



### 1.6.6. Комплексные соли

Комплексные соли являются одной из многочисленных групп комплексных соединений, которые могут быть и *кислотами*  $\{H_2[SiF_6]\}$ , и *основаниями*  $\{[Cu(NH_3)_4](OH)_2\}$ , и *карбонилами*  $\{[Fe(CO)_5] — \text{пентакарбонил железа}\}$ , и *солями*, и др.

Особенностью комплексных соединений является то, что в них, кроме других видов химической связи, осуществляется донорно-акцепторная связь.

**Комплексными** называются соли, в которых, кроме других видов связи, реализуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму (с позиций наличия разных механизмов образования химической связи).

Комплексное соединение, в том числе и соль, состоит из *комплексной части* (катиона или аниона) и *ионов внешней сферы*; иногда они состоят только из комплексной части, например карбонилы: пентакарбонил железа  $[Fe(CO)_5]$ .

Так, в бромиде аммония  $[NH_4]Br$  катионы аммония  $[NH_4]^+$  являются комплексной частью, а анионы  $Br^-$  составляют внешнюю сферу.

В желтой кровавой соли  $K_4[Fe(CN)_6]$  ион  $[Fe(CN)_6]^{4-}$  является комплексным анионом, а ионы  $K^+$  образуют внешнюю сферу.

**Заряд** комплексного иона определяют по заряду ионов внешней сферы: он равен по величине, но противоположен по знаку суммарному заряду ионов внешней сферы.

**Комплексный ион** состоит из *атома-комплексобразователя* и связанных с ним *лигандов*. В катионе аммония  $[NH_4]^+$  или  $[H \cdot NH_3]^+$  атом  $H^+$  — комплексобразователь;  $NH_3$  — лиганд. В ионе  $[Fe(CN)_6]^{4-}$  атом  $Fe^{2+}$  — комплексобразователь;  $CN^-$  — лиганды.

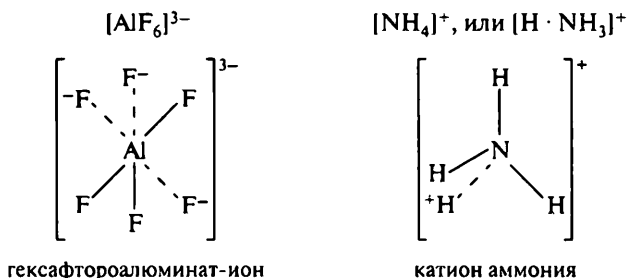
Атом-комплексобразователь характеризуется степенью окисления, которую можно определить, составив алгебраическое уравнение на основе правила:

суммарная величина всех степеней окисления в комплексном ионе равна заряду этого иона.

У водорода в ионе аммония она равна +1, а у железа в  $[Fe(CN)_6]^{4-}$  составляет +2, ион  $[CN]^-$  имеет заряд -1. Составляем уравнение:  $x + (-1) \cdot 6 = -4$ , откуда  $x = +2$ .

В комплексном ионе имеются связи по обменному механизму, когда степени окисления (С. О.) атома комплексобразователя и лигандов имеют противоположные знаки. Если лиганды —

нейтральные молекулы, то связи возникают только по донорно-акцепторному механизму; если лиганд — ион, то он образует связи и по обменному механизму, число которых равно С. О., и по донорно-акцепторному: их число равно разности к. ч. и С. О. атома-комплексобразователя. В схемах донорно-акцепторную связь показывают пунктирной линией, а связь по обменному механизму — непрерывной линией. Ниже изображены схемы строения комплексных ионов:



В комплексных ионах **донором** электронов является *лиганд*; *атом-комплексобразователь* — **акцептор** электронов.

Важной характеристикой атома-комплексобразователя является **координационное число** (к. ч.) — число лигандов, образующих одну химическую связь с атомом-комплексобразователем.

В рассмотренных примерах к. ч. ( $\text{H}^+$ ) = 1; к. ч. ( $\text{Al}^{3+}$ ) = 6.

Ниже приведены значения координационных чисел некоторых атомов-комплексобразователей (их рекомендуется запомнить):

$\text{H}^+ - 1$ ;  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{2+} - 4$ ;  $\text{Ag}^+ - 2$ ;  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{Pb}^{4+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+} - 6$ .

Номенклатура комплексных солей сложна и многообразна. Существуют как исторические (тривиальные), так и систематические названия этих солей.

Примеры тривиальных названий:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — красная кровяная соль;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — желтая кровяная соль и др.

В систематической номенклатуре солей, содержащих комплексный анион, сначала греческим числительным называют число лигандов в одном ионе, потом лиганд:  $\text{H}_2\text{O}$  — аква-,  $\text{NH}_3$  — амино-,  $\text{Cl}$  — хлоро-,  $\text{F}$  — фторо-,  $\text{Br}$  — бром-,  $\text{OH}$  — гидроксо-,  $\text{CN}$  — циано-,  $\text{SCN}$  — тиоциано- и т. д.; далее называют атом-комплексобразователь с окончанием **-ат** и в скобках римской цифрой указывают его С. О. Завершают название комплексной соли названием катионов внешней сферы в родительном падеже:  $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$  — гексафтороалюминат калия;  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$  — гексахлороплатинат(IV) калия и т. д.

Для солей, содержащих комплексный катион, сначала называют кислотный остаток, потом число лигандов в катионе, затем лиганд, атом-комплексобразователь в творительном падеже и в скобках указывают степень его окисления римской цифрой:  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$  — хлорид гексаакважелеза(III);  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  — сульфат тетраамминомеди(II) и т. д.

Примеры наиболее важных комплексных солей:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  — хлорид аммония (нашатырь),  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — гексацианоферрат(II) калия,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — гексацианоферрат(III) калия,  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$  — гексагидроксохромат(III) калия и т. д.

Комплексные соединения широко распространены в природе. Их применяют в агротехническом комплексе многообразно. Эти соли входят в состав организмов сельскохозяйственных животных (гемоглобин и др.) и культурных растений (хлорофилл и др.), участвуют в метаболизме. Они играют большую роль в почве, обеспечивая обмен веществами между растениями и почвенно-поглолительными комплексами. Комплексные ионы входят в состав удобрений (ионы аммония). Некоторые комплексные соединения используют в переработке сельскохозяйственной продукции и др.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, могут (не могут) образовываться кислые соли из молекул одноосновных кислот; ответ обоснуйте.

2. Поясните, является (не является) ацетат натрия кислой солью; ответ обоснуйте.

3. Поясните, могут (не могут) образовываться основные соли при взаимодействии однокислотных оснований; ответ обоснуйте.

4. Поясните, в чем состоит принципиальное отличие комплексных соединений от соединений других классов органических веществ.

5. Напишите формулу красной кровяной соли и охарактеризуйте ее с позиций представлений о комплексных солях (составные части, строение и т. д.).

6. Приведите два обоснованных примера использования солей в сельском хозяйстве.

### **1.7. Процессы электролитической диссоциации веществ и их роль в сельском хозяйстве**

Известно, что различные вещества обладают различной электрической проводимостью. По способности веществ проводить электрический ток их подразделяют на проводники, изоляторы и диэлектрики.

Направленное движение заряженных частиц в электромагнитном поле называется *электрическим током*.

По характеру частиц, реализующих электрическую проводимость, проводники подразделяют на проводники с электронной проводимостью (*проводники первого рода*) и проводники с ионной проводимостью (*проводники второго рода*). Проводники второго рода являются водными растворами веществ. По их способности проводить электрический ток вещества подразделяют на электролиты и неэлектролиты.

**Электролиты** — это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Электролиты проводят электрический ток потому, что они в растворах подвергаются электролитической диссоциации.

Процесс распада частиц растворенного вещества (молекул, ионных кристаллов) на ионы под действием полярных молекул растворителя называется **электролитической диссоциацией**.

Различают сильные, слабые и электролиты средней силы. Мерой «силы» электролита является **степень электролитической диссоциации**  $\alpha$ ; для сильных электролитов вместо  $\alpha$  используют коэффициент активности  $f$ . Эти величины определяют по формулам

$$\alpha = c_{\text{расп}} / c_{\text{общ}}, \quad (1.1)$$

$$\alpha(\%) = 100 c_{\text{расп}} / c_{\text{общ}}, \quad (1.2)$$

$$f = a / c_{\text{общ}}, \quad (1.3)$$

где  $c_{\text{расп}}$  — молярная концентрация растворенного вещества, распавшегося на ионы;  $c_{\text{общ}}$  — молярная концентрация растворенного вещества;  $a$  — активная молярная концентрация, или активность (*концентрация ионов, которые как бы электростатически не взаимодействуют друг с другом*).

Принципиальное отличие слабого электролита от сильного состоит в том, что в растворах сильных электролитов нет молекул растворенного вещества. В этих растворах проявляется **эффект мнимой молизации**: за счет электростатического взаимодействия катионов и анионов возникает эффект наличия молекул, которых в растворе нет.

**Слабыми** называются электролиты, для которых  $\alpha < 3\%$  в 0,1 М растворах.

Ими являются вода; гидроксид аммония; амфотерные и нерастворимые гидроксиды металлов; азотистая, угольная, кремниевая, сероводородная, хлорноватая, хлористая, фтороводородная (плавиковая), селеноводородная, одноосновные карбоновые органические кислоты и др.

**Сильными** называются электролиты, для которых  $\alpha > 30\%$  в 0,1 М растворах.

Большинство солей, гидроксиды кальция, стронция, бария, радия и металлов I группы главной подгруппы (так называемые щелочи); бромоводородная, иодоводородная, соляная (хлорово-

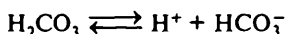
дородная), хлорноватая, хлорная, азотная, серная, селеновая, марганцовистая, марганцовая, хромовая, двуххромовая и другие кислоты являются сильными электролитами.

**Электролиты средней силы** характеризуются тем, что степень их диссоциации находится в интервале значений от 3 до 30%.

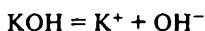
Ими являются гидроксид магния, сернистая, фосфорная кислоты и др.

Особенности электролитической диссоциации вещества определяют химические свойства различных веществ. Известно, что оксиды не диссоциируют и это необходимо учитывать при характеристике химических реакций, протекающих в водных растворах.

Если вещество при диссоциации образует катион гидроксония  $[\text{H}_3\text{O}]^+$  и анион кислотного остатка, то такое вещество является *кислотой*. Катион гидроксония получается в результате реакции  $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} = [\text{H}_3\text{O}]^+$ , но в уравнениях, характеризующих процесс в ионном виде, эту схему для упрощения не используют и вместо иона гидроксония применяют катион водорода  $\text{H}^+$ , помня о том, что в реальных процессах образуется ион гидроксония:

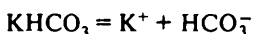


Если при диссоциации гидроксида образуются ионы  $\text{OH}^-$ , то этот гидроксид является *основанием*:



Некоторые гидроксиды, диссоциируя, одновременно образуют ионы водорода и гидроксида и являются амфотерными (гидроксиды цинка, алюминия и др.).

При диссоциации солей образуются анионы кислотного остатка и катионы металла или другие ионы:



На основании теории электролитической диссоциации записывают уравнения реакций в трех формах. Правила их написания рассмотрены в гл. 7\*.

Рассмотрим примеры написания уравнений реакций в трех формах.

### Пример 1.

$3\text{CaCl}_2 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{KCl}$  (уравнение в условно-молекулярной форме)

$3\text{Ca}^{2+} + \underline{6\text{Cl}^-} + \underline{6\text{K}^+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + \underline{6\text{K}^+} + \underline{6\text{Cl}^-}$  (полное ионное уравнение)

$3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$  (краткое ионное уравнение)

---

\* См.: Туупкин Е. И. Химия. — М.: Дрофа, 2009.

**Пример 2.** В некоторых случаях полное и краткое ионные уравнения совпадают:



Процессы электролитической диссоциации веществ имеют большое значение в агротехническом комплексе. За счет диссоциации водные растворы, составляющие основу плазмы клеток, становятся электропроводными, и это делает возможным осуществление таких свойств клеток, как *возбудимость* и *проводимость*. За счет диссоциации химических соединений возможны процессы, обеспечивающие регуляцию последовательности процессов метаболизма, объединения отдельных частей организма в единое целое, управление жизнедеятельностью организма культурного растения и сельскохозяйственного животного, их взаимосвязи со средой обитания. Электролитическая диссоциация проявляет и негативную роль. Так, она усиливает процессы разрушения сельскохозяйственной техники, так как создает условия для протекания электрохимической коррозии.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, почему растворы электролитов проводят электрический ток.
2. Поясните, в чем состоит суть электролитической диссоциации.
3. Поясните, чем слабые электролиты принципиально отличаются от сильных электролитов.
4. Напишите уравнения в трех формах, протекающих между: а) сульфатом алюминия и хлоридом бария; б) гидрокарбонатом кальция и соляной кислотой; в) дигидрофосфатом кальция и гидроксидом кальция (гидроксид кальция взят в избытке).
5. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих роль электролитической диссоциации в агротехническом комплексе.

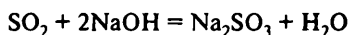
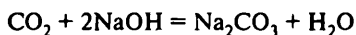
## **1.8. Важнейшие химические свойства оксидов, гидроксидов и солей, проявляющиеся в процессах агротехнического комплекса**

### **1.8.1. Оксиды**

1. Важнейшее свойство оксидов — их взаимодействие с гидроксидами.

1.1. Кислотные оксиды реагируют с щелочами. В условиях агротехнического комплекса наиболее важными кислотными оксидами являются углекислый, сернистый и нитрозные газы. Эти вещества получаются как в природных условиях, так и в произ-

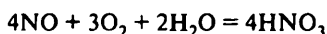
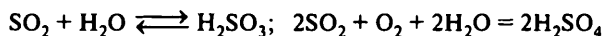
водственной деятельности человека. Углекислый газ образуется при окислении органических веществ, диоксид серы — при окуривании семян сжиганием серы, окислительные газы — в процессе производства азотной кислоты, при грозовых разрядах и др. Образовавшиеся газы реагируют с щелочами, образуя соли. Рассмотрим примеры некоторых реакций, протекающих в средах, характерных для сельского хозяйства; гидроксид натрия встречается в природной среде:



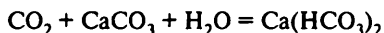
1.2. Основные оксиды реагируют с кислотами:



2. Оксиды, которым соответствуют *растворимые* гидроксиды, реагируют с водой. Это свойство важно для сельского хозяйства, так как оно является причиной кислотных дождей. Кислотные дожди приводят к изменению реакции среды почвенных растворов и, кроме этого, отрицательно воздействуют на организмы растений и животных:



3. Кислотные оксиды, которым соответствуют многоосновные кислоты, реагируют с водными смесями собственных солей, образуя кислые соли. В природных условиях это характерно для углекислого газа:



Возможны и другие химические процессы в сельском хозяйстве с участием оксидов.

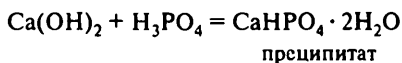
### 1.8.2. Гидроксиды

В 1.8.1 рассмотрены некоторые свойства гидроксидов в реакциях, протекающих в сфере агротехнического комплекса. Рассмотрим и некоторые другие свойства.

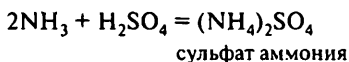
1. Гидроксиды проявляют как основные, так и кислотные свойства. Кислотные гидроксиды взаимодействуют с основаниями или амфотерными гидроксидами, образуя различные соли, что применяется при получении удобрений. Примером такой ре-



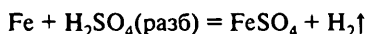
акции является получение гидрофосфата кальция (основа преципитата):



2. Большой интерес для сельского хозяйства представляет способность кислот реагировать с аммиаком и аминами с образованием солей:



3. Кислоты реагируют с металлами; это свойство используется в агротехническом комплексе при изготовлении сельскохозяйственной техники и оборудования, например при «травлении» металлов:

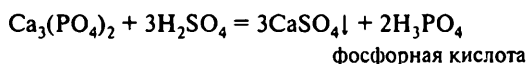


Химические свойства гидроксидов весьма многообразны. Ограничимся рассмотренными примерами.

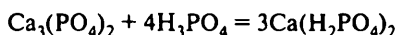
### 1.8.3. Соли

Рассмотрим некоторые свойства солей, широко применяющихся в сельском хозяйстве.

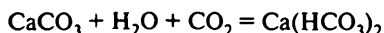
1. Соли взаимодействуют с кислотами. Это свойство многогранно. Следует помнить, что в большинстве своем с солями реагируют только те кислоты, которые сильнее той, соль которой взята в реакцию. Интересным для сельскохозяйственного производства является взаимодействие фосфатов с серной кислотой. Реакцию можно проводить в избытке серной кислоты, тогда образуется фосфорная кислота, которая в дальнейшем применяется для получения фосфорных удобрений:



Большой интерес для сельского хозяйства представляет способность многоосновных кислот взаимодействовать с собственными солями, образуя кислые соли. Эти реакции лежат в основе получения некоторых удобрений, например двойного суперфосфата:



2. Водные суспензии солей многоосновных кислот реагируют с соответствующими кислотными оксидами, образуя кислые соли, что имеет большое значение в почвообразовательных процессах, например, взаимодействие карбоната кальция с водным раствором углекислого газа:



3. В природных условиях соли разлагаются, что является вкладом в реализацию круговорота веществ:



4. Соли подвергаются гидролизу; роль этих процессов в сельском хозяйстве см. в гл. 3.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, какую роль играют химические свойства оксидов в агротехническом комплексе (приведите два обоснованных примера).

2. Напишите уравнения реакций, характеризующих их химическое свойство, являющееся причиной возникновения кислотных дождей.

3. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих химические свойства гидроксидов как процессов, играющих большую роль в сельском хозяйстве.

4. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих химические свойства солей как процессов, играющих большую роль в сельском хозяйстве.

## **Глава 2**

### **ОСОБЕННОСТИ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ И ПРОТЕКАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ В СРЕДАХ, ХАРАКТЕРНЫХ ДЛЯ АГРОТЕХНИЧЕСКОГО КОМПЛЕКСА**

#### **2.1. Роль дисперсных систем в сельском хозяйстве**

В природе все объекты объединены в системы.

**Система** — это совокупность взаимосвязанных компонентов (объектов), ограниченных от окружающей среды видимыми или воображаемыми границами раздела, которые обладают особыми свойствами, отличающимися от свойств, образующих эту систему компонентов.

Системы, характерные для агротехнического комплекса, состоят из фаз и компонентов.

Составная часть системы, отделенная от других ее частей границами раздела и обладающая одинаковыми химическими свойствами, называется **фазой**.

По числу фаз, образующих системы, их подразделяют на гомогенные (однородные, однофазные) и гетерогенные (многофазные, неоднородные).

**Гомогенными** называются системы, состоящие из одной фазы.

Раствор питьевой соды (гидрокарбоната натрия) в воде представляет собой гомогенную систему.

Системы, состоящие из двух и более фаз, называются **гетерогенными**.

Смесь жидкого масла и воды является гетерогенной системой, так как образована двумя фазами — маслом и водой.

**Компонент** — составная часть системы, которую можно выделить из данной системы физическими методами (перегонкой, кристаллизацией и т. д.).

Для понимания сущности понятия «компонент» решим задачу на определение числа компонентов в системе, содержащей молекулы воды  $\text{H}_2\text{O}$ , ионы калия  $\text{K}^+$ , гидроксида  $\text{OH}^-$ , гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$  и сульфат-ионы  $\text{SO}_4^{2-}$ . Из этого раствора методом перегонки в чистом виде можно выделить только воду и сульфат калия. Следовательно, эта система состоит из *двух* компонентов.

Рассмотренные в примерах системы являются **дисперсными**.

Системы, состоящие из измельченных (диспергированных) веществ, называются **дисперсными**.

Дисперсная система состоит из *дисперсной* (измельченной) фазы и *дисперсионной* среды.

**Дисперсионной средой** называется часть дисперсной системы, которой в системе больше, а если меньше, то эта составная часть системы *не изменила* свое агрегатное состояние.

**Дисперсной фазой** называется часть дисперсной системы, которой в системе меньше, а если больше, то эта составная часть системы *изменила* свое агрегатное состояние.

В системе «хлорид кальция—вода», состоящей из 60 мас. ч. соли и 40 мас. ч. воды, дисперсионной средой будет вода, несмотря на то, что ее в системе меньше, но вода *не изменила* своего агрегатного состояния, ведь система (водный раствор) — жидкость. Хлорид кальция — дисперсная фаза (его в растворе больше, но он изменил свое агрегатное состояние: до растворения хлорид кальция — твердое вещество).

Дисперсные системы по размерам частиц подразделяют на грубые взвеси, коллоидные и истинные растворы.

Практически все объекты, применяемые в сельском хозяйстве, представляют собой дисперсные системы или являются комплексом таких систем: это почвы, растительные и животные организмы и др.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите признаки, характеризующие систему и отличающие ее от группы объектов, содержащихся в среде.
2. Назовите основные части систем и поясните, чем фаза отличается от компонента.
3. Назовите частицы, содержащиеся в водном растворе хлорида натрия; поясните, из какого числа компонентов состоит эта система.

4. Назовите составные части дисперсной системы и их отличия друг от друга.

5. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих роль дисперсных систем в сельском хозяйстве.

## 2.2. Роль грубых взвесей в сельском хозяйстве

Дисперсные системы, размеры частиц дисперсной фазы которых больше  $100 \text{ нм}^*$ , называются **грубыми взвесями**.

Грубые взвеси подразделяют исходя из агрегатного состояния веществ, их образующих. Рассмотрим некоторые из них.

**Суспензии** — грубые взвеси, в которых дисперсионной средой является жидкость, а твердое нерастворимое вещество — дисперсной фазой.

Суспензиями являются разные илы, мутные воды и другие природные смеси, широко используемые в сельском хозяйстве. Илы обеспечивают плодородие почв и используются человеком с глубокой древности для получения высоких урожаев (Египет, Месопотамия и др.).

**Эмульсии** — грубые взвеси, в которых и дисперсионной средой, и дисперсной фазой являются жидкости, нерастворимые друг в друге.

Природной эмульсией является молоко, в которой дисперсную фазу образуют жидкие жиры, а дисперсионную среду — вода. Молоко — не «чистая» эмульсия, так как в нем содержится много растворенных веществ. Примером чистой эмульсии является искусственная смесь воды и жидкого жира.

Эмульсии — системы, без которых невозможно переваривание жиров в организмах животных, в чем и состоит их роль в сельском хозяйстве.

**Дымы** — грубые взвеси, в которых дисперсионной средой является газ, а твердое вещество — дисперсной фазой.

Природными дымами являются пыльные бури. Дымы костров, и табачные дымы являются смесями собственно дыма (несгоревшие твердые частицы) и тумана (капельно-жидкая вода). В атмосфере всегда содержатся твердые частицы пыли, которые при больших концентрациях способны загрязнять пищевые продукты и нарушать процессы, протекающие при дыхании животных.

**Туманы** — грубые взвеси, в которых дисперсионной средой является газ, а жидкое вещество — дисперсной фазой.

Классический пример туманов — дождевые облака. Снежные облака и облака, содержащие град, — пример дымов. Дождевые и снежные облака — источник влаги, основа реализации плодородия почв.

---

\*  $1 \text{ нм}$  (нанометр) равен  $10^{-9} \text{ м}$ .

В естественных условиях грубые взвеси содержатся не в чистом виде, а в виде сложных многокомпонентных смесей друг с другом и другими видами дисперсных систем. Большую роль в природных экологических процессах играют различные виды смогов.

**Смог** — сложная смесь грубых взвесей, содержащих твердые (копоть, пыль), жидкие вещества (вода) и газообразные вредные для организмов вещества, образующиеся в атмосфере крупных населенных пунктов.

Различают *мокрые* (лондонский и др.) и *сухие* (лос-анджелесский и др.) типы смогов. Смоги оказывают большое негативное воздействие на организмы растений, животных, включая человека, в чем и проявляется их негативная роль в сельском хозяйстве.

**Пены** — грубые взвеси, в которых дисперсионной средой является жидкость или твердое вещество, а газы — дисперсной фазой.

Различают жидкие и твердые пены. Жидкие пены образуются в природных водоемах при движении воды. Некоторые сельскохозяйственные продукты представляют собой пены. Примерами твердых пен являются пенопласты и пенобетон, которые применяются в сельском строительстве.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите основной признак, отличающий грубые взвеси от других видов дисперсных систем.

2. Назовите вид грубых взвесей по перечисленным признакам: а) дисперсионная среда — газ, а дисперсная фаза — твердое вещество; б) дисперсионная среда — жидкость, а дисперсная фаза — твердое вещество; в) дисперсионная среда — жидкость, а дисперсная фаза — твердое вещество; г) дисперсионная среда и дисперсная фаза — жидкие, нерастворимые друг в друге вещества, указав их роль в сельском хозяйстве.

3. Назовите три разновидности грубых взвесей и приведите обоснованные примеры использования их в сельском хозяйстве.

4. Приведите по одному примеру суспензий, эмульсий, дымов, туманов и поясните, какова их роль в сельском хозяйстве.

### **2.3. Роль коллоидных систем в сельском хозяйстве**

Дисперсные системы, в которых частицы дисперсной фазы имеют размеры от 100 до 1 нм, называются **коллоидными системами (растворами)**.

Коллоидные системы часто называют *коллоидными растворами*, а частицы дисперсной фазы — *коллоидами*. Дисперсионную среду в коллоидных системах часто называют *растворителем*.

Коллоидные растворы широко распространены в природе. Они входят в состав неживого и живого веществ. По агрегатному состо-

янию это жидкие, полужидкие и твердые вещества. Они составляют основу практически всех организмов. Базис сельского хозяйства — почва — в своем составе также содержит коллоиды.

Дисперсионной средой коллоидных систем является жидкость (как правило, вода); в ряде случаев — газ. Дисперсная фаза коллоидных растворов представлена твердым веществом. Коллоидные пылеватые частицы твердого вещества в воздухе — пример газообразных коллоидных систем.

По характеру взаимодействия коллоида с молекулами растворителя коллоидные системы подразделяют на *лиофильные* (*гидрофильные*, если дисперсионная среда — вода) и *лиофобные* (*гидрофобные* для водных систем).

**Гидрофобными (лиофобными)** коллоидными системами называются системы, в которых между коллоидом и молекулами растворителя практически нет химического взаимодействия.

Они образованы нерастворимыми друг в друге веществами. Частицы серы в воде относятся к классическим гидрофобным коллоидам.

**Гидрофильными (лиофильными)** коллоидными системами называются такие системы, в которых между коллоидом и молекулами растворителя реализуется химическое взаимодействие.

Между частицами дисперсной фазы и молекулами растворителя может осуществляться водородная связь, ионное взаимодействие и т. д. Гидрофильные коллоиды по характеру коллоидных частиц подразделяют на молекулярные и мицеллярные коллоидные системы. **Молекулярные** коллоиды являются растворами высокомолекулярных химических соединений: полисахаридов, белков, нуклеиновых кислот и т. д.

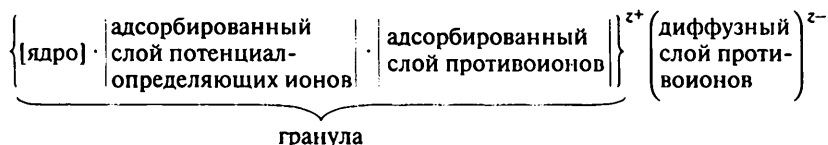
С точки зрения состава эти коллоидные растворы можно отнести к истинным растворам, так как в них вещество раздроблено до состояния молекул, но размеры этих молекул велики: они превышают 1 нм, поэтому по данному признаку их относят к коллоидным системам. Молекулярные коллоидные системы очень устойчивы, так как между молекулами дисперсной фазы и дисперсионной среды осуществляется диполь-дипольное, ионное взаимодействия и водородная связь. Водные растворы биополимеров (белков, нуклеиновых кислот и др.) широко распространены в природе и составляют основу всех живых организмов, в том числе и сельскохозяйственных.

**Мицеллярные** коллоидные системы состоят из растворителя и мицелл, образованных нерастворимым веществом, при этом между мицеллой и молекулами растворителя (например, воды) осуществляется химическое взаимодействие.

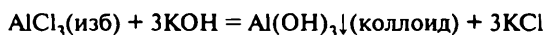
Мицелла состоит из заряженной *гранулы* и *диффузного* (размытого) *слоя* противоионов. *Гранула* образована *ядром* (нераств-

воримым веществом) и *адсорбированным* (поглощенным поверхностью ядра) *слоем* ионов. Непосредственно на ядре содержатся *потенциалопределяющие* ионы, на которых адсорбируются *противоионы*. *Потенциалопределяющими* могут быть только те ионы, которые входят в состав ядра.

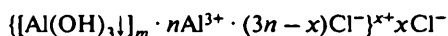
На грануле возникает *заряд*, равный разности между общим зарядом адсорбированных потенциалопределяющих ионов и адсорбированных противоионов; знак заряда гранул такой же, как и потенциалопределяющих ионов. Ниже представлена общая схема строения мицеллы:



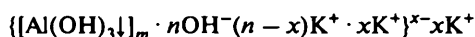
Мицеллярные коллоидные системы устойчивы, так как дисперсионная среда и часть мицеллы разноименно заряжены, что предотвращает *слипание* гранул, составляющих мицеллу. Рассмотрим строение мицеллярной коллоидной частицы, образованной гидроксидом алюминия, который получен при взаимодействии хлорида алюминия и гидроксида калия, взятого в избытке. Коллоидная система была получена в условиях интенсивного перемешивания. Уравнение реакции



В данном случае ядро образовано гидроксидом алюминия. Так как в избытке взят хлорид алюминия, то *потенциалопределяющими* будут ионы  $\text{Al}^{3+}$ , а *противоионами* —  $\text{Cl}^-$ . Строение мицеллы:



Если в избытке был взят гидроксид калия, то в этом случае потенциалопределяющими ионами будут ионы  $\text{OH}^-$ . Строение мицеллы можно выразить формулой



Мицеллярные коллоиды составляют основу почвенного поглощательного комплекса (ППК), играющего большую роль в реализации минерального питания растений. По структуре коллоидные системы подразделяют на золи и гели.

**Золи** — коллоидные системы, у которых структура практически не отличается от таковой для растворителя.

Вязкость и консистенция зелей практически совпадают с таковыми для растворителей, в частности воды. Примерами зелей являются плазма крови животного, золь гидроксида алюминия, кремниевой кислоты, гиалоплазма клетки, жидкий кисель.



**Гели (студни)** — коллоидные системы, структура которых значительно отличается от структуры растворителя.

Вязкость и консистенция гелей значительно отличаются от таковых для растворителей, в частности воды. К студням (гелям) относятся мышцы, сухожилия, хрящи и кости животных, блюда «студень», различные желе и муссы, бетон и др. Золи и гели широко применяются и встречаются в сельском хозяйстве.

К важнейшим свойствам коллоидных систем относится коагуляция, внешним признаком которой является *седиментация*.

Расслоение коллоидной системы, сопровождающееся выпадением осадка, называется *седиментацией*.

**Коагуляция** — укрупнение коллоидных частиц за счет их слипания.

Коагуляция бывает скрытой и явной. *Скрытую* коагуляцию наблюдают под микроскопом. Признаком *явной* коагуляции является *седиментация*, наблюдаемая невооруженным взглядом. Коагуляция приводит к разрушению коллоидной системы. По обратимости различают обратимую и необратимую коагуляцию.

**Обратимой** называется коагуляция, которая сопровождается восстановлением структуры исходной коллоидной системы после удаления или нейтрализации фактора, ее вызвавшего.

Коагуляция раствора белка альбумина под воздействием соли обратима, так как при разбавлении раствора (уменьшении концентрации соли) выпавший осадок белка растворится, т. е. коллоидная система восстанавливается.

**Необратимой** называется коагуляция, в результате которой невозможно восстановление структуры исходной коллоидной системы после удаления или нейтрализации фактора, ее вызвавшего.

При варке куриного яйца коллоидные системы, его образующие, разрушаются (коагулируют) под воздействием температуры. При охлаждении сваренного яйца структура исходных коллоидных систем не восстанавливается. Когда организм погибает, коллоидные системы, его образующие, разрушаются в результате коагуляции, которая необратима.

Коагуляция имеет большое значение в процессах, реализуемых в сельском хозяйстве, например, при яровизации, борьбе с вредителями сельского хозяйства и т. д.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите основной признак, отличающий коллоидные системы от других видов дисперсных систем.

2. Поясните, чем гидрофобные коллоиды отличаются от гидрофильных; приведите по одному примеру таких коллоидных систем.

3. Поясните, чем гели отличаются от золь; приведите по одному примеру таких коллоидных систем.

4. Поясните, что такое коагуляция, назовите ее виды, приведите по одному примеру различных видов коагуляции.

5. Приведите по одному обоснованному примеру, иллюстрирующему значение в агротехническом комплексе: а) коллоидных систем; б) лиофильных коллоидов; в) лиофобных коллоидов; г) золей; д) студней; е) коагуляции.

6. Составьте формулы мицелл, образовавшихся при взаимодействии гидроксида натрия и нитрата железа(III), если в избытке: а) нитрат железа(III); б) гидроксид натрия.

## **2.4. Истинные растворы и их применение в сельском хозяйстве**

Дисперсные системы, в которых степень дисперсности вещества меньше 1 нм, называются **истинными растворами**.

Истинные растворы состоят из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия. Понятие «истинный раствор» можно сформулировать так: гомогенные дисперсные системы, являющиеся продуктом взаимодействия растворителя и растворенного вещества, в которых последнее раздроблено до состояния молекул или ионов с размером частиц менее 1 нм, называют **истинными растворами**.

**Растворитель** — это то вещество, которое при растворении не изменило своего агрегатного состояния; если все вещества были жидкими, то им является вещество, которого в нем больше.

**Растворенное вещество** — это вещество, которое при растворении изменило свое агрегатное состояние; если все вещества в растворе были жидкими, то им является вещество, которого в нем меньше.

В смеси, 100 мас. ч. которой содержится 10 мас. ч. воды, остальное — этиловый спирт, этанол является растворителем, вода — растворенным веществом. Если в 100 мас. ч. смеси содержится 60 мас. ч. едкого натра, остальное — вода, то вода — растворитель, а щелочь — растворенное вещество.

Истинные растворы широко используются в сельском хозяйстве как в чистом виде, так и в комплексе с другими дисперсными системами, поэтому необходимо знать важнейшие свойства растворов. Ими являются концентрация и сопутствующие им характеристики (массовая доля, объемная доля и др.); диффузия в растворах, осмос и осмотическое давление; давление насыщенного пара над раствором и др.

Содержание растворенного вещества в растворе является важной характеристикой истинных растворов и отражается в их свойстве — **концентрации**, которая бывает массовой и объемной.

**Массовые концентрации** показывают содержание массовых частей (мас. ч.) растворенного вещества в определенной массе раствора. Среди массовых концентраций рассмотрим раствори-

мость и сопутствующую характеристику — массовую долю растворенного вещества. Рассмотрим их.

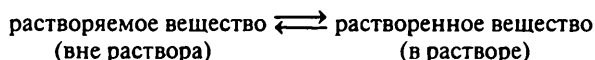
Растворимость можно характеризовать как качественно, так и количественно. Качественно *растворимость* характеризует способность вещества к растворению в конкретных условиях.

Как концентрация *растворимость* — это число массовых частей (мас. ч.) растворенного вещества, способного образовывать насыщенный раствор в 100 мас. ч. растворителя при данной температуре.

Понятие «растворимость»  $\chi$  можно проиллюстрировать примером:  $\chi = 40$  означает, что 40 г вещества образуют насыщенный раствор в 100 г воды (вместо г можно использовать любые единицы массы — кг, т и др.). По растворимости вещества подразделяют на практически нерастворимые (сульфат бария), плохо (гидроксид бария) и хорошо (гидроксид натрия) растворимые. Для решения практических задач (качественных и расчетных) используют справочные данные: таблицу растворимости и соответствующие таблицы, в которых указаны количественные данные по растворимости. По содержанию растворенного вещества относительно его растворимости различают ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные (перенасыщенные) растворы.

**Ненасыщенными** называются растворы, в которых содержание растворенного вещества меньше, чем это необходимо для образования насыщенного раствора при данной температуре (например, 5%-й раствор хлорида натрия при 20 °С).

**Насыщенными** являются растворы, в которых *видимого (внешнего)* растворения вещества при данной температуре не наблюдается, т. е. в этих растворах осуществляется динамическое равновесие между веществами, находящимися вне раствора, и его частицами в растворе, когда раствор контактирует с растворенным веществом:



В этом случае вещество постоянно растворяется и выделяется из раствора, и скорости  $v$  этих процессов одинаковы:

$$v_{\text{растворения}} = v_{\text{выделения из раствора}}$$

**Перенасыщенными** называются растворы, содержащие растворенного вещества больше, чем это необходимо для образования насыщенного раствора при данной температуре (например, сахарные сиропы при комнатной температуре и т. д.).

Перенасыщенные растворы могут образовывать вещества, у которых растворимость сильно увеличивается с ростом температуры; вещество (например, сахар) растворяют при высокой температуре, а потом осторожно охлаждают; в этом случае крис-

таллизации не происходит и образуется перенасыщенный раствор (сахарный сироп). Перенасыщенные растворы неустойчивы, что наблюдается при засахаривании варенья, меда.

Растворимость иногда выражают в молях растворенного вещества на 1 кг растворителя либо в граммах растворенного вещества на 1 кг растворителя при данной температуре; в последнем случае она называется *коэффициентом растворимости*.

Растворимость веществ зависит от природы растворенного вещества и растворителя, от температуры, а для газов — и от внешнего давления. Вещества с неполярной химической связью лучше растворяются в неполярных, чем в полярных растворителях: бензол растворяет серу, а вода нет. Зависимость растворимости от температуры называется *кривой растворимости*. Растворимость газов в жидкостях тем больше, чем меньше температура и больше давление.

Содержание растворенного вещества выражают в массовых долях [доли единицы — формула (2.1) или в процентах — формула (2.2)]:

$$w = m_{p.в} : m_{p-р}, \quad (2.1)$$

$$w(\%) = 100m_{p.в} : m_{p-р}, \quad (2.2)$$

где  $w$  — массовая доля;  $m_{p.в}$  — масса растворенного вещества;  $m_{p-р}$  — масса раствора.

*По физическому смыслу массовая доля растворенного вещества, выраженная в процентах, является массовой процентной концентрацией растворенного вещества* (это понятие применялось раньше).

Необходимо уметь рассчитывать процентное содержание компонента в смеси, растворе и т. д. Сущность содержания вещества (в %) в растворе можно понять на основе примера: 20%-й раствор сахарозы в воде означает, что 20 мас. ч. сахарозы содержатся в 100 мас. ч. раствора; воды в растворе — 80 мас. ч. (массовая часть может быть выражена в г, кг и др.).

Рассмотрим некоторые объемные концентрации растворов.

Объемные концентрации показывают содержание растворенного вещества в единице объема растворителя или раствора. Существует большое число видов таких концентраций, из которых рассмотрим молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента, титр и объемную долю растворенного вещества.

**Молярная концентрация  $c$ ,  $M_{p-р}$**  — концентрация, показывающая, сколько молей растворенного вещества содержится в 1 л раствора; ее размерность — моль/л.

Исходя из определения понятия  $c$ , справедливо утверждение: 1 л (1000 мл) 1М раствора содержит 1 моль растворенного вещества (число  $g = M_{p-ва}$ ).

**Молярная концентрация эквивалента**  $c_{\text{эк}}$  — концентрация, показывающая число моль эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора.

Исходя из определения понятия  $c_{\text{эк}}$ , справедливо утверждение: 1 л (1000 мл) 1н. раствора содержит 1 Э растворенного вещества (число  $г = Э$ ), где Э — эквивалент;  $m_{\text{эк}}$  — молярная масса эквивалента.

Молярная концентрация  $c$  и молярная концентрация эквивалента  $c_{\text{эк}}$  взаимосвязаны отношением:

$$c = c_{\text{эк}} / a, \quad (2.3)$$

где  $a$  — число эквивалентов, содержащихся в 1 моль вещества, равное числу, на которое делят молярную массу при нахождении молярной массы эквивалента.

**Объемная доля растворенного вещества** выражается или в долях единицы [формула (2.4)], или в процентах [формула (2.5)]:

$$\varphi = V_{\text{р.в}} : V_{\text{р-ра}}, \quad (2.4)$$

$$\varphi(\%) = 100 V_{\text{р.в}} : V_{\text{р-ра}}, \quad (2.5)$$

где  $\varphi$  — объемная доля;  $V_{\text{р.в}}$  — объем растворенного вещества;  $V_{\text{р-ра}}$  — объем раствора.

**Объемная доля растворенного вещества, выраженная в процентах**, представляет содержание объемов (мл, л и т. д.) в 100 объемах раствора.

Так, 21% (по объему) кислорода в воздухе означает, что в 100 объемах (л, м<sup>3</sup> и т. д.) воздуха содержится 21 объем кислорода и 79 объемов других газов, входящих в состав воздуха.

**Типр  $T$**  — объемная концентрация, показывающая число граммов растворенного вещества, содержащееся в 1 мл (см<sup>3</sup>) раствора.

Например,  $T = 0,02$  для раствора гидроксида натрия означает, что в 1 мл содержится 0,02 г этого вещества.

Важнейшим свойством растворов является их плотность.

Масса определенного объема раствора называется его **плотностью**  $\rho$ .

Плотность определяется по формуле (2.6) и выражается в соответствующих единицах: или в г/мл (г/см<sup>3</sup>), или в кг/л (кг/дм<sup>3</sup>), или в т/м<sup>3</sup>, а в СИ — (тысячи кг)/м<sup>3</sup> (для жидких и твердых систем); для газообразных систем плотность измеряется в г/л (дм<sup>3</sup>), а в СИ — кг/м<sup>3</sup>:

$$\rho = m/V, \quad (2.6)$$

где  $\rho$  — плотность;  $m$  — масса;  $V$  — объем.

Исходя из плотности раствора и зная его объем, можно рассчитать массу раствора. Чем больше концентрация раствора, тем больше его плотность. Правильное понимание сущности поня-

тия «плотность» позволяет решать задачи, связывающие плотность и концентрацию растворов, а также других расчетных задач, связанных с плотностью.

В истинных растворах происходит диффузия, а в системе взаимосвязанных друг с другом растворов — осмос.

**Диффузия** — процесс проникновения частиц растворенного вещества в межмолекулярные пространства растворителя.

Если между собой контактируют два раствора, разделенные полупроницаемой мембраной, то возникает осмос.

Процесс односторонней диффузии частиц растворителя из разбавленного раствора в концентрированный раствор, которые разделены полупроницаемой мембраной, называется **осмосом**.

Осмос осуществляется под воздействием осмотического давления.

Сила, под воздействием которой реализуется осмос, называется **осмотическим давлением**.

Осмотическое давление в растворах, в которых растворенные вещества не подвергаются электролитической диссоциации, можно рассчитать по формуле

$$p_{\text{осм}} = cRT, \quad (2.7)$$

где  $p_{\text{осм}}$  — осмотическое давление;  $c$  — молярная концентрация;  $R$  — универсальная газовая постоянная;  $T$  — абсолютная температура.

Количественно **осмотическое давление** является силой, воздействующей на стенки сосуда, в котором находится раствор, равной давлению, которое оказывало бы растворенное вещество, если бы оно находилось в газообразном состоянии и занимало бы объем раствора (т. е. растворенное вещество в растворе ведет себя как газообразное).

Диффузия, осмос и осмотическое давление играют большую роль в агротехническом комплексе, так как за их счет возможно поглощение воды из почвы и ее движение от клетки к клетке в любом многоклеточном организме, а также выделение избытка воды из клеток и др.

Большое значение в сельском хозяйстве имеет **давление насыщенного пара** над раствором, которое возникает над ним, когда он находится в замкнутой системе.

Жидкость, контактируя с внешней средой, всегда испаряется, а когда она находится в замкнутой системе, то над ней создается определенное давление ее паров, имеющее строго определенную величину для данной температуры. Растворение в ней нелетучего вещества понижает упругость насыщенного пара, уменьшает температуру кристаллизации (плавления) и увеличивает температуру кипения. Знание закономерностей влияния растворенных веществ на давление насыщенных паров над растворами позволяет

решать сложные задачи по управлению процессами перегонки, получения различных твердых и жидких смесей, широко применяемых в сельском хозяйстве, а также понимать некоторые экологически важные процессы (теплообмен в живом организме, влияние относительной влажности и т. д.).

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите основной признак, отличающий истинные растворы от других видов дисперсных систем.

2. Назовите основные признаки истинного раствора.

3. Поясните, чем растворитель отличается от растворенного вещества; ответ обоснуйте.

4. Поясните, чем насыщенный раствор отличается от: а) разбавленного; б) концентрированного; в) пересыщенного; г) ненасыщенного.

5. Рассчитайте содержание (в %) растворимого вещества в растворе, если растворимость этого вещества равна 30. *Ответ:* 23,1%.

6. Рассчитайте растворимость соли, если содержание (в %) насыщенного раствора при 30 °С равно 15%. *Ответ:* 17,6.

7. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента для раствора серной кислоты, если  $c_{\text{эк}} = 6$  моль/л. *Ответ:* 12 моль-экв/л.

8. Поясните, что такое осмос, и приведите один обоснованный пример, иллюстрирующий его роль в сельском хозяйстве.

9. Приведите три обоснованных примера, иллюстрирующих роль истинных растворов в сельском хозяйстве.

### **2.5. Особенности протекания химических реакций в средах, характерных для агротехнического комплекса**

Химические процессы, реализуемые в сельском хозяйстве, многообразны, их протекание подчиняется определенным закономерностям, знание которых позволяет эффективно работать специалистам, занятым в нем.

**Химические реакции** — это процессы, сопровождающиеся глубокими качественными изменениями, т. е. образованием новых веществ.

Химические реакции имеют много различных классификаций по разным признакам. По составу образующихся продуктов и числу частиц, участвующих в реакции, выделяют реакции соединения, разложения, обмена и замещения. Эти же реакции подразделяют на различные виды по признакам, связанным с веществами, в них вступающими. Так, если в реакцию присоединения вступает вода, то эти процессы называют *гидратацией*. С этой точки зрения выделяют реакции *водородирования*, *гидролиза*, *дегидратации*, *дегидрогенизации* и т. д. По числу стадий протекания процесса выделяют простые и сложные реакции.

Реакции, протекающие в одну стадию, называются **простыми реакциями**.

**Сложными реакциями** называются процессы, протекающие в несколько стадий.

Взаимодействие водорода и иода является простой реакцией.

Большинство химических процессов, протекающих в природе, являются сложными реакциями. Взаимодействия алюминия с серной кислотой, водорода с хлором являются сложными химическими реакциями. Все химические процессы сопровождаются тепловыми эффектами, т. е. при их протекании происходит или выделение, или поглощение энергии. По этому признаку химические процессы подразделяют на экзотермические и эндотермические.

Процессы, сопровождающиеся выделением энергии ( $\Delta H < 0$ ;  $Q_p > 0$ ; температура в системе увеличивается), называются **экзотермическими реакциями**.

Процессы, сопровождающиеся поглощением энергии ( $\Delta H > 0$ ;  $Q_p < 0$ ; температура в системе уменьшается), называются **эндотермическими реакциями**.

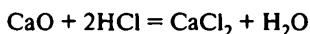
Горение метана на воздухе является экзотермическим процессом ( $\Delta H < 0$ ), а взаимодействие азота с кислородом во время грозы относится к эндотермическим процессам ( $\Delta H > 0$ ):

$$Q_p = -\Delta H, \quad (2.8)$$

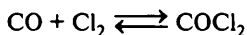
где  $\Delta H$  — изменение энтальпии;  $Q_p$  — тепловой эффект при постоянном давлении.

По способности продуктов реакции превращаться в исходные вещества различают обратимые и необратимые процессы.

**Необратимые реакции** — процессы, в которых продукты реакции не могут превращаться в исходные вещества в условиях проведения процесса:



**Обратимыми** называются процессы, в результате которых из исходных веществ образуются продукты реакции, которые одновременно превращаются в исходные вещества:



Обратимые процессы состоят из прямой и обратной реакций.

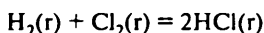
**Прямой** называется реакция образования продуктов реакции из исходных веществ; обозначается « $\longrightarrow$ ».

**Обратной** называется реакция получения исходных веществ из продуктов реакции; обозначается « $\longleftarrow$ ».

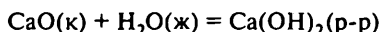
По наличию фаз в реакционной системе химические процессы подразделяют на гомогенные и гетерогенные.



**Гомогенными** называются процессы, в которых реакционная система однофазна:



**Гетерогенными** называются процессы, в которых реакционная система состоит из двух или более фаз:



Существуют и другие типы и виды химических процессов.

Важнейшей характеристикой химической реакции является ее скорость.

**Скорость химической реакции** — изменение концентраций реагентов за единицу времени:

$$v = \pm \Delta c / \Delta t, \quad (2.9)$$

где  $\Delta c$  — изменение концентрации ( $c_2 - c_1$ ) может быть как меньше нуля (если измеряется по концентрации исходных веществ) или больше нуля (измеряется по концентрации продуктов реакции), поэтому в формуле (2.9) содержится символ « $\pm$ »;  $\Delta t$  — изменение времени ( $t_2 - t_1$ ) [всегда больше нуля].

В зависимости от промежутка времени  $\Delta t$  скорость химической реакции подразделяют на истинную и среднюю: если промежуток времени очень мал (близок, но не равен нулю, обозначается  $dt$ ), то в этом случае скорость реакции считается истинной; в остальных случаях скорость реакции является средней.

На скорость реакции влияют разные факторы, среди которых наибольшее значение имеют: время протекания реакции; природа реагентов, их концентрация (парциальное давление); температура и наличие примесей, которые могут быть катализаторами. Для гетерогенных реакций скорость процессов зависит от *степени дисперсности* (измельчения) твердых или жидких веществ: чем она выше, тем скорость реакции больше. Рассмотрим некоторые из этих факторов.

Скорость химической реакции зависит от *природы реагентов*. В зависимости от того, какие вещества взаимодействуют друг с другом, скорость реакции будет различна. Так, при воздействии водопроводной воды на сельскохозяйственное оборудование, изготовленное из железа, скорость реакции железа с водой будет невелика, если в водопроводную воду ввести хлорид натрия, скорость коррозии оборудования резко возрастет.

На скорость реакции влияет *концентрация (парциальное давление)* реагентов. Реакция произойдет только в случае столкновения частиц реагирующих веществ, поэтому, *чем больше столкновений, тем больше скорость реакции*. Столкновений будет тем больше, чем больше частиц в единице объема, т. е. чем больше

концентрация или парциальное давление (*парциальным* называется та часть давления, которая приходится на конкретный газ в данной смеси; так, парциальное давление кислорода в воздухе составляет 0,21 атм при общем  $p = 1$  атм, так как объемная доля кислорода в воздухе составляет 0,21, или 21%).

Влияние концентрации (парциального давления) подчиняется закону *действующих масс*:

скорость химических реакций при данной температуре прямо пропорциональна произведению молярных концентраций (парциальных давлений) веществ в степенях, равных коэффициентам в уравнении реакции.

На основе закона действующих масс составляют кинетические уравнения, используя которые проводят необходимые расчеты.

**Кинетическим** называется уравнение, которое составлено на основе закона действующих масс и выражает зависимость скорости реакции от молярных концентраций или парциальных давлений при данной температуре в начальный момент времени.

Закон действующих масс имеет ограничения.

1. Если система гетерогенна, то в кинетическое уравнение включают концентрации (парциальные давления) только газообразных или растворенных веществ.

2. Кинетическое уравнение можно записать только для простых реакций или для каждой отдельной стадии сложной реакции.

Рассмотрим примеры составления кинетических уравнений в разных формах.

**Пример 1.** Взаимодействие монооксида азота NO с кислородом является простой реакцией, так как протекает в одну стадию:  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , для этой реакции скорость реакции можно выразить следующими формами кинетических уравнений:

$$1) v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]; \quad 2) v = k c_{\text{NO}}^2 \cdot c_{\text{O}_2}; \quad 3) v = k' p_{\text{NO}}^2 \cdot p_{\text{O}_2},$$

где  $[\text{NO}]$ ,  $c_{\text{NO}}^2$ ,  $c_{\text{O}_2}$  и  $[\text{O}_2]$  — молярные концентрации NO и  $\text{O}_2$ ;  $p_{\text{NO}}^2$  и  $p_{\text{O}_2}$  — парциальные давления этих веществ;  $k$  и  $k'$  — константы скорости реакции, т. е. скорость реакции для случая, когда произведения молярных концентраций или парциальных давлений равны 1;  $k \neq k'$ . На величины  $k$  и  $k'$  влияют температура, природа реагентов, катализаторы, а концентрация, давление и время не влияют.

**Пример 2.** Взаимодействие углерода с кислородом, в результате которого образуется монооксид углерода, выражается уравнением  $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$ . Записать кинетическое уравнение нельзя, так как этот процесс состоит из двух стадий:



В этом случае кинетические уравнения составляют для каждой стадии:

$$v_{\text{Ict}} = k_{\text{Ict}} \cdot [\text{O}_2] \text{ (I стадия)} \text{ и } v_{\text{IIct}} = k_{\text{IIct}} \cdot [\text{CO}_2] \text{ (II стадия)}$$

В этих кинетических уравнениях отсутствует молярная концентрация углерода, потому что он — твердое вещество и говорить о его концентрации бессмысленно.

Скорость химической реакции зависит от *температуры*.

Установлено, что воздействие температуры подчиняется **правилу Вант-Гоффа**:

при увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2—4 раза.

Математически правило Вант-Гоффа выражается формулой (2.10):

$$v(t_2) / v(t_1) = \gamma^{(t_2 - t_1)/10}, \quad (2.10)$$

где  $v$  — скорость реакции;  $t$  — температура;  $\gamma$  — термический коэффициент ускорения реакции, равный 2—4 (в зависимости от природы реагентов).

Большое влияние на скорость реакции оказывают примеси, содержащиеся в реакционной смеси. Некоторые из таких примесей могут быть катализаторами.

**Катализаторы** — вещества, изменяющие скорость химической реакции и состав конечных продуктов реакции, но после завершения реакции остающиеся химически неизменными.

Явления, в которых вещества, введенные в систему или содержащиеся в ней, изменяют скорость химической реакции, называются **катализом**.

Катализ подразделяют по фазам (**гомогенный** и **гетерогенный**), по характеру влияния на скорость реакции (**стимуляторы** и **ингибиторы**), по способу внесения катализатора (**автокатализ**, **внешний катализ**).

**Гомогенный** катализ реализуется в однофазных системах, т. е. катализатор и реагенты находятся в одной фазе.

Таким катализом является ускорение разложения пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  в организмах растений каталазой.

**Гетерогенный** катализ реализуется в многофазных системах, т. е. катализатор и реагенты находятся в разных фазах.

Им является замедление коррозии железа (твердая фаза) дихроматом калия в водном растворе хлорида натрия (жидкая фаза; катализатор — дихромат калия).

**Стимуляторы** — катализаторы, увеличивающие скорость реакции.

Каталаза — стимулятор, ускоряющий разложение пероксида водорода в зеленых листьях сельскохозяйственных растений.

**Ингибиторы** — катализаторы, уменьшающие скорость реакции.

Ингибиторами являются окислители (нитрит натрия, дихромат калия и др.), которые сильно уменьшают скорость коррозии сельскохозяйственного оборудования, изготовленного из сплавов железа, в атмосфере и водных солевых системах.

Среди катализаторов выделяют специфические катализаторы белковой природы, которые изменяют скорость процессов в организмах, — ферменты.

**Биологические катализаторы (биокатализаторы, энзимы, ферменты)** — вещества белковой природы, изменяющие скорость химических процессов в различных организмах.

Ферментами являются пталин слюны, ускоряющий гидролиз крахмала в ротовой полости, пепсин, ускоряющий гидролиз белков в желудке животных, и т. д. Без ферментов невозможно существование любых организмов, в том числе сельскохозяйственных животных и культурных растений. Ферменты применяются в процессах переработки продуктов растениеводства и животноводства.

В природе большое значение имеют обратимые реакции, которые характеризуются состоянием химического равновесия.

**Химическим равновесием** называется такое состояние реагирующей системы, в котором скорости прямой и обратной реакций равны.

В состоянии химического равновесия число молей образовавшихся продуктов реакции равно числу молей этих веществ, превратившихся в исходные вещества за один и тот же промежуток времени.

Необходимо отметить, что в состоянии химического равновесия процессы протекают постоянно, но практического выхода веществ нет, поэтому для получения нужного вещества возникает необходимость смещения равновесия.

**Смещение равновесия** — это ускорение либо прямой, либо обратной реакции при одновременном торможении обратной или прямой реакции (соответственно).

Для смещения равновесия применяют **принцип Ле Шателье**:

если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать воздействие (увеличить температуру, уменьшить давление и т. д.), то в системе самопроизвольно усилится процесс, противодействующий оказанному воздействию (при увеличении температуры усиливается процесс, ее уменьшающий; при уменьшении давления — процесс, его увеличивающий, и т. д.).

При изменении давления равновесие смещается только тогда, когда число молей газа до и после реакции неодинаково, а при

увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молей газа (при уменьшении — наоборот).

При увеличении температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса ( $\Delta H > 0$ ;  $Q_p < 0$ ) (при уменьшении — наоборот).

Увеличение концентрации продуктов реакции приведет к смещению равновесия в сторону уменьшения их концентрации (увеличится скорость образования исходных веществ). Уменьшение концентрации исходных веществ вызовет смещение в сторону реакции, противоположной рассмотренному процессу (*почему?*). Не рекомендуется применение выражения «сместит равновесие «влево» или «вправо», так как в реакционной системе нет ни «лево», ни «право».

Характеризуя процесс смещения равновесия, необходимо давать развернутые ответы с обоснованиями на основе принципа Ле Шателье.

**Пример 3.** Объясните, куда и почему сместится равновесие в системе  $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$ ;  $\Delta H > 0$ , если в ней уменьшить температуру.

При уменьшении температуры в данной системе равновесие сместится в сторону обратной реакции, так как по принципу Ле Шателье самопроизвольно усилится процесс, ее повышающий, а им является образование  $\text{COCl}_2$  (обратная реакция).

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, что такое химическая реакция, приведите три примера этих реакций, реализующихся в агротехническом комплексе.

2. Поясните, чем экзотермические процессы отличаются от эндотермических, и приведите по одному примеру таких реакций, которые осуществляются в агротехническом комплексе.

3. Поясните, чем простые реакции отличаются от сложных, и приведите по одному примеру таких реакций.

4. Поясните, чем обратимые процессы отличаются от необратимых, приведите по одному примеру таких процессов, применяемых в агротехническом комплексе.

5. Поясните, чем прямая реакция отличается от обратной реакции, приведите примеры таких реакций, используя обратимую реакцию, применяемую в сельском хозяйстве.

6. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих влияние температуры на химические реакции, реализуемые в агротехническом комплексе.

7. Поясните, какое значение имеет реакция окисления оксида азота(II) для сельского хозяйства, и рассчитайте, как изменится скорость этой реакции в замкнутой системе, если ее объем увеличить в три раза.

*Ответ:* уменьшится в 27 раз.

8. Поясните, чем катализаторы отличаются от других химических соединений, принимающих участие в химической реакции (три признака), и приведите один обоснованный пример, иллюстрирующий роль катализаторов в агротехническом комплексе.

9. Поясните, что общего и в чем отличие ферментов от катализаторов, приведите один обоснованный пример, иллюстрирующий роль ферментов в сельском хозяйстве.

10. Поясните, что такое химическое равновесие, раскройте причину необходимости его смещения.

11. Поясните, какое значение имеет реакция взаимодействия азота с водородом для сельского хозяйства, и укажите, куда и почему сместится равновесие этого процесса при: а) увеличении концентрации аммиака; б) повышении давления; в) уменьшении температуры.

## Глава 3

# ВОДА, ЕЕ РОЛЬ В ПРИРОДЕ И СЕЛЬСКОМ ХОЗЯЙСТВЕ

## 3.1. Общая характеристика воды как химического соединения

Вода — сложное вещество, состоящее из водорода и кислорода. Исходя из степени окисления кислорода ( $-2$ ) и состава, вода является нормальным оксидом. Ее нельзя считать ни солеобразующим, ни несолеобразующим оксидом. Вода, исходя из особенностей диссоциации, относится как к кислотам, так и к основаниям, т. е. ее химическая природа весьма многообразна.

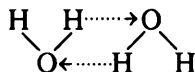
Для воды существует несколько эмпирических формул: для газообразного состояния —  $\text{H}_2\text{O}$ . В жидком состоянии при температуре  $277\text{ K}$  она существует в форме ассоциата, образованного двумя молекулами воды, а при более низких температурах число молекул в ассоциате увеличивается до трех и более, т. е. формула —  $(\text{H}_2\text{O})_n$ , где  $n = 2, 3, 4$  и т. д.

Структурная формула для газообразного состояния:

$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$$

Валентный угол между атомами водорода должен быть  $90^\circ$ , но он больше ( $104,5^\circ$ ) за счет отталкивания ядер атома водорода. Из-за углового построения молекулы воды она является диполем, что оказывает существенное воздействие на ее физические свойства.

Структурная формула диассоциата воды  $(\text{H}_2\text{O})_2$ :



В этом ассоциате две молекулы воды связаны друг с другом двумя водородными связями, что обуславливает очень компактную структуру.

Необходимо помнить, что *водородная связь* образуется за счет втягивания частично свободного протона (ядра атома водо-

рода) одной молекулы (в данном случае молекулы воды) в электронную оболочку атома кислорода другой молекулы. **Частично свободным протоном** является ядро атома водорода протия, который химически связан с атомом фтора, кислорода или азота.

Водородная связь играет большую роль в сельском хозяйстве, так как его базисом являются животные и растения, организмы которых не могли бы существовать без водородной связи.

В ассоциатах, состоящих из трех и более молекул воды, каждая молекула связана с другой молекулой только одной водородной связью, поэтому возникают рыхлые структуры, объем которых значительно больший, чем объем диассоциата.

Наличие водородной связи и полярность молекул воды оказывают большое влияние на физические и физико-химические свойства воды, вызывают появление аномалий ее свойств и обуславливают особую роль воды в природе.

В природе существует большое число разновидностей молекул воды, исходя из ее молярной массы. Это связано с тем, что существует три изотопа водорода (протий, дейтерий, тритий; тритий является радиоактивным изотопом) и три устойчивых изотопа кислорода ( $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ ). Молярная масса воды колеблется от 18 (самая легкая вода) до 24 г/моль (самая тяжелая вода). Формула легкой воды (газ) —  $^1\text{H}_2^{16}\text{O}$ , а наиболее распространенной тяжелой воды (газ) —  $^2\text{D}_2^{16}\text{O}$  (формула самой тяжелой воды —  $^3\text{T}_2^{18}\text{O}$ ).

Физические и некоторые химические свойства легкой и тяжелой воды сильно различаются. Тяжелая вода отрицательно воздействует на организм, поэтому не рекомендуется при употреблении долго кипятить воду, так как при этом содержание тяжелой воды увеличивается (*поясните почему*).

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, что такое водородная связь и как она влияет на строение воды.
2. Напишите разновидности структурных формул молекул воды.
3. Назовите класс химических соединений, к которому относится вода; ответ обоснуйте.
4. Напишите формулы самой легкой и самой тяжелой воды и рассчитайте массу 2 моль для каждой из разновидностей воды. *Ответ:* 36 и 48 г.

### **3.2. Физические свойства воды, их аномальность. Роль аномалий в сельском хозяйстве**

На Земле вода существует в трех агрегатных состояниях: газообразном (пар), жидком и твердом. При температурах 273—373 К — она жидкость, выше 373 К — газ, при температурах меньше 273 К —

твердое вещество. Однако и над жидкостью, и над твердым телом вода находится в парообразном состоянии, поэтому она испаряется как с жидкой поверхности, так и с твердой, на чем основано высушивание тел как при высоких температурах, так и на морозе. Многие физические свойства воды аномальны. Рассмотрим важнейшие из них.

**Первая аномалия.** Вода — жидкость при достаточно высоких температурах. Аналогичное вещество — сероводород  $H_2S$  при тех же условиях является газом. Такое различие в свойствах связано с тем, что между молекулами воды реализуется водородная связь, и, кроме этого, молекулы воды обладают большей полярностью, чем молекулы сероводорода. Эта аномалия играет большую роль в природе и сельском хозяйстве. Вода за счет жидкого агрегатного состояния может быть средой обитания организмов, а также основой внутренней среды. С жидким состоянием воды связаны и другие свойства, играющие большую роль в сельском хозяйстве. Они будут изложены ниже.

**Вторая аномалия.** Вода обладает высокой теплоемкостью, т. е. на ее испарение необходимо затратить большое количество теплоты. Это связано с тем, что для перевода воды из конденсированного состояния (жидкого или твердого) в парообразное необходимо разорвать водородные связи между молекулами воды, а также преодолеть диполь-дипольное взаимодействие, на что затрачивается большое количество энергии. С этой аномалией связана сама возможность жизни на Земле, так как за счет испарения и конденсации воды на поверхности Земли происходит регулирование температуры: при охлаждении вода конденсируется, энергия выделяется, и температура поверхности снижается незначительно. При повышении температуры вода испаряется, поглощает избыточную тепловую энергию, и температура поверхности повышается незначительно. Это аномальное свойство используется организмами как регулятор температуры тела (*поясните почему*).

**Третья аномалия.** У воды, в отличие от всех других веществ, при температурах ниже 277 К (4 °C) плотность *не увеличивается, а уменьшается*. Это связано с тем, что ассоциаты молекул воды, образованные тремя и более молекулами, образуют более рыхлые структуры, чем диассоциат. Роль этой аномалии в природе состоит в том, что она обеспечивает возможность существования жизни в высоких и средних широтах, где в зимний период реализуются температуры ниже нуля и водоемы покрываются слоем льда. Лед легче воды, поэтому ледяная корка формируется на поверхности, не оседает и водоем не промерзает. Большой объем льда по сравнению с исходной водой делает невозможным образование сплошной поверхности льда, образуют-



ся разрывы (полыньи), которые обеспечивают контакт атмосферы с водоемом, что восполняет недостаток кислорода в воде и предотвращает замор водных животных.

Плотность воды при 277 К составляет  $1000 \text{ кг/м}^3$  (СИ) или г/мл, кг/л, т/м<sup>3</sup>; (следует помнить, что  $1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3$ ;  $1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3$ ). Как при повышении, так и при понижении температуры от 277 К плотность воды *уменьшается*.

Жидкая вода — это легкоподвижная жидкость без цвета, запаха и вкуса. Толстые слои жидкой воды имеют голубую окраску. Природные жидкие воды имеют разнообразный цвет и вкус, которые связаны с наличием в них различных примесей и микроорганизмов. Природные жидкие воды по наличию в них солей подразделяют на пресные и соленые. Пресная вода составляет около 10% от всех вод Мирового океана, поэтому эти воды требуют экономного расходования. Природная вода образует одну из оболочек Земли — гидросферу. Часть воды в природе образует ледники, т. е. находится в твердом состоянии. Ледники — важнейший источник пресных вод.

На Земле вода находится и в парообразном состоянии — в атмосфере. Она входит в состав облаков, в которых она, кроме этого, содержится в капельно-жидком и твердом состояниях.

Вода кипит при 373 К ( $100^\circ\text{C}$ ), а при 273 К ( $0^\circ\text{C}$ ) превращается в лед, т. е. становится твердым веществом. Для воды 273 К является точкой тройного состояния, в которой вода может находиться в газообразном (парообразном), жидком и твердом состояниях.

Вода — хороший растворитель веществ с полярной и ионной связью. Растворяющая способность воды имеет большое значение в природе, так как за счет растворения обеспечивается подвижность химических соединений, что способствует осуществлению биогеохимического круговорота и обмена веществ в различных организмах.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, почему вода является жидкостью, а сероводород — газом, несмотря на то, что молярная масса сероводорода примерно в 1,7 раза больше, чем у воды.

2. Поясните, почему вода обладает высокой теплоемкостью, и раскройте значение этого свойства воды в природе.

3. Поясните, почему при понижении температуры ниже 277 К плотность воды уменьшается.

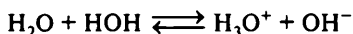
4. Назовите оболочку Земли, которая образована водой.

5. Перечислите основные физические свойства воды и поясните, являются ли они постоянными для всех природных вод. Ответ обоснуйте.

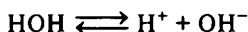
### 3.3. Химические свойства воды. Ее диссоциация. Водородный и гидроксидный показатели

Вода обладает многообразными химическими свойствами: она диссоциирует, вызывает гидролиз органических и неорганических веществ, вступает в реакции гидратации органических веществ и реакции соединения и замещения с неорганическими веществами и т. д. Рассмотрим электролитическую диссоциацию воды.

Вода — слабый электролит. Ее диссоциация является обратимым процессом, который можно охарактеризовать уравнением



На практике используют упрощенное уравнение



В стандартных условиях (температура 298 К, давление 101,3 кПа) процесс диссоциации воды количественно характеризуется ионным произведением воды, которое выражают или в алгебраической (3.1), или в логарифмической (3.2) форме:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}; \quad (3.1)$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14, \quad (3.2)$$

где  $[\text{H}^+]$  и  $[\text{OH}^-]$  — равновесные молярные концентрации (активности) ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ ; pH — водородный показатель; pOH — гидроксидный показатель.

**Водородный показатель** pH (пэ аш) — отрицательный десятичный логарифм активной концентрации катионов водорода. Математически pH можно рассчитать по формуле

$$\text{pH} = -\lg a(\text{H}^+). \quad (3.3)$$

**Гидроксидный показатель** pOH (пэ о аш) — отрицательный десятичный логарифм активной концентрации ионов гидроксида ( $\text{OH}^-$ ). Математически pOH можно рассчитать по формуле

$$\text{pOH} = -\lg a(\text{OH}^-), \quad (3.4)$$

где  $\lg a(\text{H}^+)$  и  $\lg a(\text{OH}^-)$  — десятичные логарифмы активной концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  соответственно. Преобразовав уравнения (3.3) и (3.4), получим уравнения, используя которые рассчитывают активные концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ :

$$a(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}}; \quad (3.5)$$

$$a(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}}. \quad (3.6)$$

Активные концентрации этих ионов можно рассчитать и по формулам, полученным из формулы (3.1):

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}; \quad (3.7)$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}, \quad (3.8)$$

считая при этом, что молярные концентрации ионов равны их активностям, т. е.  $a(\text{H}^+) = [\text{H}^+]$  (для  $\text{OH}^-$  аналогично).

Формула расчета общей молярной концентрации:

$$c(\text{H}^+) = \frac{\alpha(\text{H}^+)}{\alpha_{\text{дис}} \text{ кислоты}}. \quad (3.9)$$

Степень диссоциации слабого электролита можно рассчитать по формуле (3.10):

$$\alpha_{\text{дис}} = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{c}}, \quad (3.10)$$

где  $\alpha_{\text{дис}}$  — степень электролитической диссоциации;  $K_{\text{дис}}$  — константа диссоциации (сведения об этих величинах находят в справочниках).

Ионное произведение воды показывает, что в любом водном растворе содержатся ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . В нейтральном растворе их концентрации одинаковы и для стандартных условий составляют  $10^{-7}$  моль/л; в кислой среде  $c(\text{H}^+)$  больше  $c(\text{OH}^-)$ , например  $10^{-3}$ — $10^{-5}$  моль/л; в щелочной среде  $c(\text{H}^+)$  меньше  $c(\text{OH}^-)$ , например  $10^{-9}$ ,  $10^{-12}$  моль/л и т. д.

Расчет pH показывает, что в нейтральной среде он равен 7, в кислой — меньше 7, а в щелочной — больше 7. Можно записать, что нейтральная среда при  $\text{pH} = 7$ , кислая среда при  $\text{pH} < 7$ ; щелочная среда при  $\text{pH} > 7$ .

Реакция среды имеет большое значение для протекания природных процессов, в том числе и экологических. Характер обмена веществ в организмах зависит от pH среды. Так, фермент слюны птиалин расщепляет крахмал в щелочной среде, а белки способны перевариваться в желудке только в кислой среде. Изменение pH на доли единицы делает невозможным реализацию тех или иных процессов. Подкисление почвенной жидкости в почве, на которой выращивают томаты, приводит к их угнетению, а то и к гибели. Кислотные дожди приносят вред растениям, животным и т. д. Водородный показатель, характеризующий почвы, позволяет корректировать агротехнику выращивания культурных растений, определяет технологию изготовления кормов и др.

### Задания для самостоятельной работы

1. Перечислите важнейшие химические свойства воды.
2. Поясните, что такое реакция среды, и назовите показатели, которые определяют ее характер.
3. Поясните, почему любой водный раствор одновременно содержит ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ .
4. Рассчитайте pH раствора, если концентрация гидроксида натрия составляет 0,0001 моль/л, степень диссоциации щелочи равна 1. *Ответ:* 10.

5. Обоснуйте возможность (невозможность) выращивания пшеницы на почве, в вытяжке которой обнаружили, что  $[\text{OH}^-] = 0,0001$ , а пшеница нормально произрастает в интервале pH от 6,9 до 7,7. *Ответ:* ее нельзя выращивать, так как  $\text{pH} = 10$ .

### 3.4. Вода как гидролизующий агент

Одним из важнейших свойств воды является ее способность вызывать гидролиз различных химических соединений.

**Гидролиз** — это процесс разложения вещества водой, при котором в завершающей стадии образуются химические соединения, из которых было получено гидролизуемое вещество.

Гидролизу подвергаются неорганические (соли и др.) и органические (нуклеиновые кислоты, белки, жиры, олиго- и полисахариды и др.) вещества. При полном гидролизе крахмала образуется альфа-глюкоза, а полный гидролиз белков приводит к образованию смеси природных альфа-аминокислот и т. д.

Рассмотрим гидролиз неорганических веществ, а именно солей.

**Гидролиз солей** — это реакции обменного разложения солей водой, при котором ионы соли реагируют с ионами воды ( $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ ).

Гидролиз солей может быть одно- или многостадийным. Конечным продуктом гидролиза любых солей является основание (или гидроксид, который, реагируя с кислотой, проявляет основные свойства) и кислота (если кислота нестойкая, то он разлагается до воды и соответствующего оксида).

По отношению к гидролизу различают четыре типа солей: соли *сильного* основания и *сильной* кислоты (гидролизу *не подвергаются*); соли *слабого* основания и *сильной* кислоты; соли *слабой* кислоты и *сильного* основания; гидролиз соли *слабого* основания и *слабой* кислоты. Гидролиз — процесс *обратимый*, он характеризуется *степенью* и *константой гидролиза*.

**Степень гидролиза  $h$**  — это отношение молярной концентрации соли, подвергшейся гидролизу, к общей молярной концентрации соли в растворе:

$$h = c_r / c_{\text{общ}} \quad (3.11)$$

Степень гидролиза  $h$  увеличивается с уменьшением концентрации раствора (увеличением разбавления), увеличением температуры. Гидролиз — эндотермический процесс, поэтому при повышении температуры он усиливается. Для замедления процессов гидролиза необходимо уменьшить температуру, увеличить концентрацию раствора. В некоторых условиях гидролиз соли может протекать полностью (до конца).

Если гидролиз многостадийен, то степень гидролиза каждой ступени уменьшается, т. е.  $h_{\text{Iст}} > h_{\text{IIст}} > h_{\text{IIIст}}$ , что нужно указывать при характеристике гидролиза.

Константа гидролиза  $K_r$  характеризует данный процесс в состоянии равновесия. Рассмотрим (для ознакомления) формулы для вычисления констант гидролиза через ионное произведение воды в алгебраической форме для разных типов солей по особенностям протекания их гидролиза:

$$K_r = \frac{10^{-14}}{K_{\text{дис сл кислоты}}}; \quad (3.12)$$

$$K_r = \frac{10^{-14}}{K_{\text{дис сл основания}}}; \quad (3.13)$$

$$K_r = \frac{10^{-14}}{K_{\text{дис сл кислоты}} \cdot K_{\text{дис сл основания}}}. \quad (3.14)$$

Формула (3.12) характеризует гидролиз соли слабой кислоты и сильного основания; (3.13) — слабого основания и сильной кислоты; (3.14) — слабого основания и слабой кислоты. В этих формулах  $10^{-14}$  — значение ионного произведения воды для 298 К;  $K_{\text{дис}}$  — константа диссоциации кислоты или основания.

Установлено, что гидролиз тем сильнее, чем большее значение имеет константа гидролиза, следовательно, соли слабого основания и слабой кислоты будут в наибольшей степени подвергаться гидролизу.

Кратко рассмотрим химизм гидролиза солей.

**1. Гидролиз солей сильной кислоты и слабого основания.** Он протекает по *катиону*, т. е. *катион*, входящий в состав соли, реагирует с *гидроксид-ионом воды*  $\text{OH}^-$ , при этом в среду выделяется катион  $\text{H}^+$ , т. е. возникает кислая среда с  $\text{pH} < 7$ . Различают два подтипа солей слабого основания и сильной кислоты.

**1.1. Подтип 1. Соль многозарядного катиона** (анион одно- или двухзарядный); гидролиз многостадийен, теоретическое число стадий равно заряду катиона, практически — на одну меньше, т. е. последняя стадия практически не протекает (это обязательно указывают при написании уравнений гидролиза); в первых стадиях образуются *основные соли* и *сильная кислота*, в последней стадии — *слабое основание* и *сильная кислота*.

**1.2. Подтип 2. Соль двухзарядного аниона и однозарядного катиона** (сульфаты, селенаты, хроматы, марганаты аммония, фосфония и солей разных аминов); теоретически протекают две стадии, практически — одна; в первой стадии образуются *ложно-кислые соли* и *слабое основание*, во второй — *слабое основание* и *сильная кислота*.

**2. Химизм гидролиза соли сильного основания и слабой кислоты.** Гидролиз солей слабой кислоты и сильного основания протекает по *аниону*, т. е. *анион*, входящий в состав соли, взаимодействует с *катионом водорода воды* и в среду выделяется гидроксид-ион, т. е. она становится щелочной,  $\text{pH} > 7$ . Различают два подтипа этих солей.

**2.1. Подтип 1. *Соль однозарядного катиона и многозарядного аниона*** (соли многозарядных катионов и многозарядных анионов в большинстве своем нерастворимы и гидролизу не подвергаются; гидролиз многостадийен; теоретическое число стадий равно заряду аниона, практически — на одну меньше; в первых стадиях образуются кислые соли и щелочь, в последней — слабая кислота и щелочь.

**2.2. Подтип 2. *Соль двухзарядного катиона и однозарядного аниона*** (это соли кальция, стронция, бария, радия и одноосновных слабых кислот); теоретически гидролиз протекает в две стадии, практически — в одну; в первой стадии образуются ложно-основные соли и слабая кислота, в последней — слабая кислота и щелочь.

**3. Химизм гидролиза соли слабого основания и слабой кислоты.** Гидролиз солей слабого основания и слабой кислоты протекает и по *катиону*, и по *аниону*, т. е. *анион*, входящий в состав соли, взаимодействует с *катионом водорода воды*, а *катион*, входящий в состав соли, реагирует с *гидроксид-ионом*  $\text{OH}^-$  воды. Для этих солей практически протекают все стадии (первые — сильнее, последняя — в меньшей степени; есть соли полностью гидролизующиеся). Различают несколько подтипов таких солей.

**3.1. Подтип 1. *Соль многозарядного катиона и однозарядного аниона***: гидролиз *многостадийен*, в первых стадиях образуются *основные соли* и *слабая кислота*, в последней — слабое основание и слабая кислота; среда слабокислая, так как кислота сильнее основания.

**3.2. Подтип 2. *Соль многозарядного аниона и однозарядного катиона***: гидролиз *многостадийен*; в первых стадиях образуются *кислые соли* и *слабое основание*, в последней — слабое основание и слабая кислота; среда зависит от соотношения силы основания и кислоты.

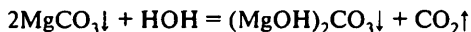
**3.3. *Полный гидролиз солей***: полному гидролизу подвергаются соли, образованные слабыми *нерастворимыми основаниями* и слабыми *легколетучими кислотами*, либо слабыми *нерастворимыми кислотами* и слабыми *легколетучими основаниями*. По характеру образующихся продуктов гидролиза выделяют следующие группы таких солей:

3.3.1. Карбонаты, сульфиты, сульфиды, селениты, селениды трехзарядных катионов ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{3+}$ ,  $\text{Ti}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{3+}$ ) — при гидролизе (в том числе и не в растворах) получают нерастворимые основания (амфотерные гидроксиды) и газы  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  соответственно:



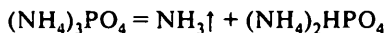
(такие уравнения в ионном виде не записывают; почему?).

3.3.2. Карбонаты, сульфиты, селениты двухзарядных катионов металлов, которым соответствуют слабые нерастворимые основания или амфотерные гидроксиды ( $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  и др.), гидролизуются только в случае возможного их образования в водных растворах с образованием основной соли и газа  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SeO}_2$  соответственно, например:  $\text{MgCO}_3 + \text{HON} \neq$  (в воздухе), так как  $\text{MgCO}_3$  практически нерастворим, но при возможном его образовании в водных растворах протекает реакция



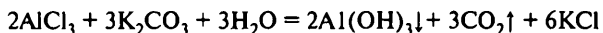
(нужно ли для этой реакции записывать ионные уравнения; почему?).

3.3.3. Силикаты аммония и фосфония, ортофосфаты и ортоарсенаты аммония и фосфония подвергаются полному гидролизу, при этом образуется газ ( $\text{PH}_3$  или  $\text{NH}_3$ ); в случае силикатов образуется кислота, а для фосфатов и арсенатов — гидрофосфат или гидроарсенат соответственно; гидролиз этих солей протекает как при контакте соли с водой, так и при их возможном образовании в водных растворах:



Соли, рассмотренные в пунктах 3.3.1 и 3.3.3, не существуют из-за полного гидролиза.

Полный гидролиз солей необходимо учитывать при написании уравнений реакций обмена между солями в водных растворах, например:

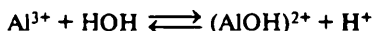
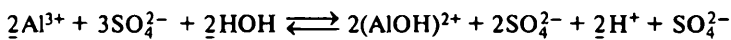
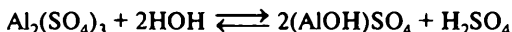


Описание процесса гидролиза солей многообразно. Наиболее целесообразным является способ, в котором записываются уравнения протекания всех теоретически возможных стадий в трех формах (допустима запись этих уравнений в краткой ионной и условно молекулярной формах) с обязательным указанием сравнительной степени гидролиза; в заключение приводится относительное значение рН и название возникшей реакции среды. Рассмотрим пример.

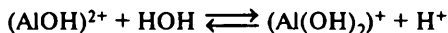
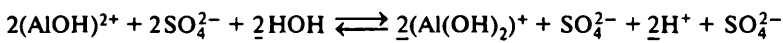
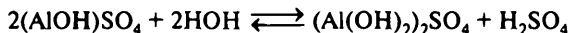
**Пример.** Охарактеризуйте гидролиз сульфата алюминия.

Это соль амфотерного гидроксида  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (как слабого основания) и сильной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Теоретически возможны три стадии, практически — две.

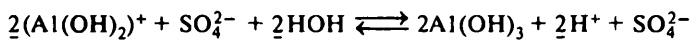
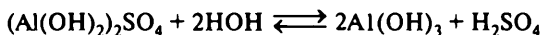
I стадия:  $h_{\text{Iст}}$  — наибольшая:



II стадия:  $h_{\text{IIст}} < h_{\text{Iст}}$ :

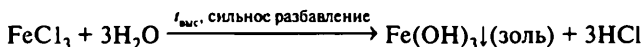


III стадия:  $h_{\text{IIIст}}$  — наименьшая, при обычных условиях практически не протекает:

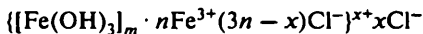


Это пример характеризует гидролиз соли при комнатной температуре. При повышенных температурах наблюдается усиление гидролиза, а при определенных условиях (температуре, близкой к  $T_{\text{кип}}$  воды и сильном разбавлении раствора) гидролиз может дойти до конца, т. е. образуется смесь кислоты и основания (амфотерного гидроксида). Если раствор перемешивать, то образуется золь нерастворимого вещества.

Рассмотрим получение золя при полном гидролизе хлорида железа(III):



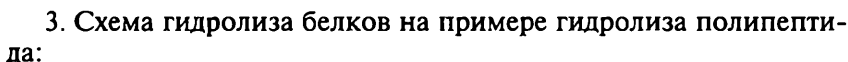
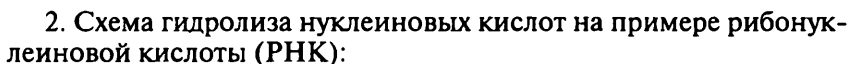
Формула полученного мицеллярного коллоида:



Эта особенность гидролиза используется в агрохимических лабораториях для получения золь различных веществ, которые применяют для изучения коллоидных систем. Образование коллоидов в процессе полного гидролиза находит применение в водоочистке, так как золи обладают высокой адсорбционной способностью, за счет чего вода очищается от вредных примесей, и, кроме этого, эти золи вызывают седиментацию взвешенных твердых частиц, содержащихся в природных водах.



### 1. Схема гидролиза полисахаридов на примере крахмала:



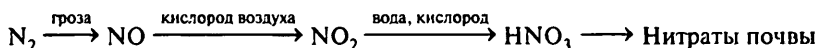
- 61

### 3.5. Взаимодействие воды с оксидами.

#### Химическое выветривание

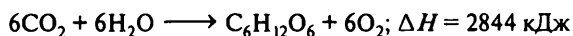
Вода вступает в реакции соединения с оксидами, если соответствующие гидроксиды растворимы. Это, как правило, кислоты. Данное свойство воды имеет большое значение в сельском хозяйстве. За счет взаимодействия воды с нитрозными газами и диоксидом серы образуются кислотные дожди, подкисляющие почвы, воздействующие на материалы, из которых изготовлены здания сельских населенных пунктов, и т. д. Эти кислотные дожди способствуют переводу соединений азота и серы в состав химических соединений, обогащающих почву связанным азотом и серой, что имеет позитивное значение, так как азот и сера являются питательными элементами для растений.

В сельском хозяйстве большую роль играет цепь превращений:



Уравнения химических процессов см. в 1.6.1.

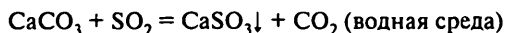
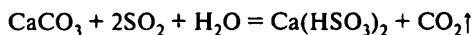
Способность воды реагировать с углекислым газом является основой поглощения избытка этого газа гидросферой, а также является базисом осуществления газообмена в различных организмах. На основе взаимодействия воды и углекислого газа под воздействием энергии света в присутствии хлорофилла реализуется *фотосинтез*, без которого невозможна жизнь гетеротрофных организмов, включая человека. Упрощенное общее уравнение фотосинтеза:



первичное  
органическое  
вещество

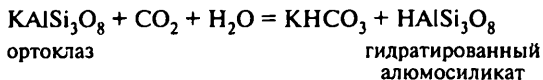
Это не простое взаимодействие оксида и воды, оно представляет собой совокупность сложных биохимических процессов, но тем не менее иллюстрирует (формально) взаимодействие воды и углекислого газа.

Водные растворы кислотных оксидов, которым соответствуют летучие кислоты (углекислого и сернистого газов), вызывают химическое выветривание. В 1.6.3 рассмотрена реакция взаимодействия углекислого газа с карбонатом кальция. В связи с поступлением в атмосферу больших количеств диоксида серы возможны реакции:



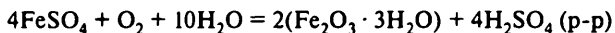
Аналогичные реакции протекают и с другими карбонатами [карбонатами магния, железа(II) и др.; *напишите соответствующие уравнения реакций*].

Смесь кислотных газов и воды воздействует на природные силикаты, разрушая их. Рассмотрим этот процесс на примере взаимодействия ортоклаза с водой, содержащей диоксид углерода:



Формуле  $\text{HAlSi}_3\text{O}_8$  соответствует формула  $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ . Это вещество легко теряет воду и превращается в соединение  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , легко распадающееся и становящееся смесью оксидов  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и  $\text{SiO}_2$ .

Водные растворы, содержащие кислород, могут взаимодействовать с солями железа(II), легко гидролизующихся и образующих водные растворы сильных кислот, обладающих высокой агрессивностью к карбонатным горным породам, в результате чего происходит усиление химического выветривания. Рассмотрим этот процесс на примере сульфата железа(II), образующегося в окружающей среде за счет окисления природных сульфидов железа:



Совокупность процессов взаимодействия природных минералов с водными растворами оксидов, сопровождающихся разрушением горных пород, называется **химическим выветриванием**.

В результате химического выветривания горные породы разрушаются, они измельчаются и это способствует образованию минерального субстрата почвы. Кроме этого, природные воды обогащаются кислыми солями (гидрокарбонатами) кальция, магния и других двухвалентных металлов, обуславливающих жесткость природных вод, которые оказывают негативное воздействие на качество сельскохозяйственной продукции.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, в чем состоит суть химического выветривания.
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия карбонатов кальция и магния с водным раствором: а) углекислого газа; б) сернистого газа.
3. Напишите уравнения реакций для схемы превращений с указанием условий их протекания:  $\text{N}_2 \longrightarrow \text{NO} \longrightarrow \text{NO}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3 \longrightarrow$  Нитрат кальция; приведите обоснованный пример, иллюстрирующий роль этих реакций для сельского хозяйства.
4. Поясните, в чем состоит роль химического выветривания для сельского хозяйства.

### 3.6. Роль гидратации в сельском хозяйстве

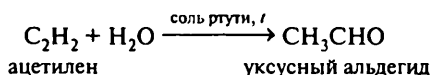
Вода является не только разрушающим веществом. Она способна присоединяться к химическим соединениям за счет реакции гидратации, образуя прочные структуры.

**Гидратация** — это процесс присоединения воды к органическим или неорганическим веществам.

Различают два типа гидратации.

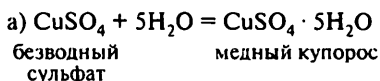
1. Гидратация, сопровождающаяся *изменением структуры* молекул воды, при котором вода как химическое соединение прекращает свое существование.

Этот тип гидратации реализуется при взаимодействии воды с оксидами, непредельными органическими веществами и др. Рассмотрим этот процесс на примере реакции Кучерова (взаимодействие воды с алкинами):

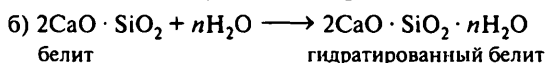


2. Гидратация, при которой *структура молекул воды сохраняется* и процесс реализуется за счет образования или водородной связи, или за счет ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.

Этот тип гидратации реализуется при образовании кристаллогидратов солей, гидратов гидроксидов и взаимодействии негидратированных природных и искусственных минералов. В этом случае вода является конституционным соединением (*конституционной водой*), т. е. водой, которая входит в состав данного химического соединения, сохранив свою индивидуальную структуру. Рассмотрим этот процесс на примере гидратации сульфата меди(II) (а) и взаимодействия воды с белитом — минералом, входящим в состав портландцемента (б):



Формулу кристаллогидрата (в данном случае медного купороса) можно записать  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  — с позиций теории комплексных соединений. Название этого вещества: моногидрат сульфата тетрааквамеди(II). В этом веществе четыре молекулы воды химически связаны с ионом  $\text{Cu}^{2+}$  по донорно-акцепторному механизму, а одна молекула — водородной связью:



Процессы гидратации имеют большое значение в почвообразовании и реализации плодородия почв. Кроме того, они участвуют в реакциях, протекающих при переработке продуктов растениеводства и животноводства, в сельском строительстве.

## Задания для самостоятельной работы

1. Поясните, в чем состоит принципиальное отличие гидратации от процессов гидролиза.
2. Назовите два типа процессов гидратации и принципиальное отличие между ними.
3. Приведите примеры гидратации, при которой: а) структура молекул воды не изменяется; б) происходит изменение структуры молекул.
4. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих значение процессов гидратации в сельском хозяйстве.

### 3.7. Жесткость природных вод. Влияние жесткости воды на качество продуктов сельского хозяйства

Природные воды содержат в своем составе различные примеси. Человек в сельском хозяйстве использует пресную воду, т. е. воду, содержащую в своем составе менее 0,1% хлоридов. Однако любая природная вода всегда является смесью веществ и содержит различные растворимые соли, которые поступают в воду в результате ее растворяющей способности, а также процессов химического выветривания. Под воздействием водных растворов углекислого и сернистого газов на природные карбонаты (в основном кальция и магния) в природную воду поступают гидрокарбонаты и гидросульфиты двухвалентных металлов. Гидросульфиты окисляются и превращаются в гидросульфаты, которые в конечном результате превращаются в сульфаты. Растворимые соли двухзарядных катионов делают воду жесткой, т. е. придают воде свойство, называемое жесткостью воды.

**Жесткость воды** — это наличие в ней растворимых солей кальция и магния и некоторых металлов в двухвалентном состоянии (железа, цинка и др.).

Различают общую  $J_{\text{общ}}$ , временную  $J_{\text{вр}}$  и постоянную  $J_{\text{пост}}$  жесткость воды.

**Общая** жесткость является суммой постоянной и временной жесткости и определяется по формуле

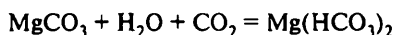
$$J_{\text{общ}} = J_{\text{вр}} + J_{\text{пост}} \quad (3.15)$$

**Временная (карбонатная)** жесткость обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов кальция  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и магния  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ , разлагающиеся при нагревании.

Жесткость удаляется при нагревании, поэтому называется **временной**. Ее называют также карбонатной, так как она обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов.

**Постоянная (некарбонатная)** жесткость обусловлена содержанием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния ( $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{MgSO}_4$ ).

Постоянная жесткость воды возникает за счет растворения в ней солей кальция и магния при контакте воды с породой. Появление *временной* жесткости связано с карбонатным разрушением горных пород за счет реакций между карбонатами и водным раствором углекислого газа. Рассмотрим этот процесс на примере формирования магниевой временной жесткости:



Если содержание углекислого газа  $\text{CO}_2$  превысит равновесную концентрацию (*агрессивная углекислота*), то происходит образование гидрокарбонатов кальция и магния.

Избыточное содержание диоксида углерода над равновесным называется *агрессивной углекислотой*.

Жесткость подразделяют по металлу, соль которой ее обуславливает. Поэтому можно говорить о кальциевой и магниевой жесткости воды. Сумма кальциевой и магниевой жесткости равна общей жесткости воды.

Количественно жесткость определяется числом ммоль-экв/л. Например,  $J_{\text{общ}} = 8$  ммоль-экв/л означает, что в 1 л воды содержится 8 ммоль-экв ионов  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  или соответствующих солей. Вода считается *мягкой*, если жесткость меньше 4 ммоль-экв/л, и *жесткой*, если жесткость больше 6 ммоль-экв/л.

Жесткость воды отрицательно влияет на ее свойства. Так, в котлах и трубах образуется накипь, значительно уменьшающая теплопроводность труб парового отопления. Осадки нерастворимых соединений кальция и магния забивают проводящие пути в двигателях сельскохозяйственных машин. Ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  реагируют с мылами, образуя нерастворимые соединения, что повышает расход мыла и ухудшает свойства тканей. Жесткость воды ухудшает вкусовые качества пищевых продуктов, изготавливаемых из сельскохозяйственного сырья, и т. д. Поэтому необходимо устранение жесткости воды.

### Задания для самостоятельной работы

1. Поясните, что такое жесткость воды, и назовите ее виды.
2. Поясните, как формируется временная и постоянная жесткость воды.
3. Поясните, что такое агрессивная углекислота.
4. Рассчитайте число моль эквивалентов солей жесткости, содержащихся в 10 м<sup>3</sup> поливной воды, если общая жесткость содержит 4 ммоль-экв/л.  
*Ответ:* 40 моль-экв соли.
5. Поясните, чем временная жесткость принципиально отличается от постоянной жесткости.

### 3.8. Водоумягчение и его значение для оптимизации сельскохозяйственного производства

Процессы, при которых уменьшается жесткость природных вод, называются *водоумягчением*.

Водоумягчение или удаление солей жесткости является необходимым комплексом мероприятий, позволяющих оптимизировать сельскохозяйственное производство (сократить расход энергии, материалов и др.), повысить качество сельскохозяйственной продукции. Сделать воду *мягкой* (не содержащей солей жесткости) можно разными методами: физическими, химическими и физико-химическими. Рассмотрим некоторые из них.

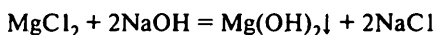
**1. Физические методы.** К ним относят перегонку (*дистилляцию*) воды. Жесткость удаляется полностью; происходит полное обессоливание воды; недостатком этого метода является его дороговизна.

**2. Химические методы.** Химические методы основаны на применении реакций, в результате которых ионы, обуславливающие жесткость, удаляются из воды. Рассмотрим некоторые из них.

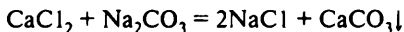
**2.1. Известковый метод.** Его основу составляет взаимодействие солей жесткости с гашеной известью; удаляется только *временная жесткость*:



**2.2. Натронный метод.** Он состоит во взаимодействии едкого натра с солями магния и гидрокарбонатом кальция (удаляется *магниева и любая временная жесткость*):

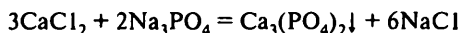


**2.3. Содовый метод.** Он является универсальным: под действием соды (карбоната натрия) удаляются *все соли, обуславливающие жесткость*:



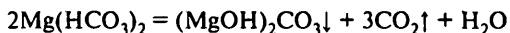
Уравнение с хлоридом магния см. в 2.2 (натронный метод).

**2.4. Фосфатный метод.** Он также универсален: под действием фосфата натрия удаляются все соли, обуславливающие жесткость:



**3. Физико-химические методы.** Их особенностью является то, что при осуществлении физического явления происходит химический процесс, за счет которого из воды удаляются ионы, обуславливающие ее жесткость.

3.1. **Термическое водоумягчение.** При кипячении воды происходит термическое разложение гидрокарбонатов, при этом удаляется только *временная жесткость*:



3.2. **Ионитный метод.** Он универсален и основан на применении ионитов для удаления ионов, обуславливающих жесткость. Этот способ позволяет удалять общую жесткость. Возможны два варианта использования этого метода: удаляются только ионы, обуславливающие жесткость, а содержание солей (ммоль/л) не меняется (первый вариант). Второй вариант позволяет провести полное обессоливание (*физико-химическая дистилляция*).

**Иониты** — твердые, нерастворимые в воде вещества, содержащие *подвижные* ионы.

**Подвижными** называются ионы, содержащиеся в составе твердого нерастворимого вещества, которые способны обмениваться на ионы, находящиеся во внешней среде.

По виду подвижных ионов, содержащихся в *ионитах*, их подразделяют на *аниониты* и *катиониты*.

**Анионит** — ионит, содержащий в своем составе подвижные *анионы*.

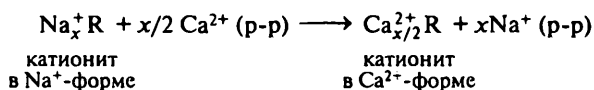
Схематически анионит можно обозначить  $\text{R}^*\text{Cl}_x$ , т. е. анионит в  $\text{Cl}^-$ -форме.

**Катионит** — ионит, содержащий в своем составе подвижные *катионы*.

Схематически его можно обозначить:  $\text{H}_x\text{R}$ , т. е. катионит в  $\text{H}^+$ -форме.

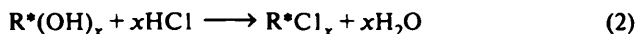
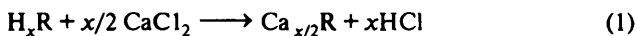
Иониты являются высокомолекулярными органическими или неорганическими веществами.

Процесс водоумягчения можно выразить схемой:



Используя иониты, можно получать *дистиллированную воду*. В этом случае жесткую воду последовательно пропускают через колонки с катионитом в  $\text{H}^+$ -форме и анионитом в  $\text{HO}^-$ -форме.

Рассмотрим схему обессоливания воды, содержащей хлорид кальция:



Экономически эффективными являются термический, известковый, содовый и фосфатный методы водоумягчения. Другие методы используют в специальных технологиях производства.



## Задания для самостоятельной работы

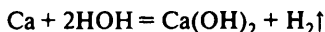
1. Поясните, что такое водоумягчение, и обоснуйте его необходимость.
2. Для свойств, указанных в пунктах 2.1—2.4 и 3.1, напишите уравнения в краткой ионной форме.
3. Напишите схемы реакций обессоливания растворов сульфата магния, нитрата и гидрокарбоната кальция.

### 3.9. Вода в окислительно-восстановительных процессах

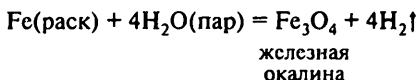
Кроме химических свойств, рассмотренных в 3.3—3.6, вода участвует в окислительно-восстановительных процессах.

По окислительно-восстановительной природе вода *дуалистична*: она, в зависимости от условий, может быть и окислителем (содержит водород в С. О. = +1), и восстановителем (содержит кислород в С. О. = -2). С. О. — степень окисления.

Как *окислитель* вода реагирует с металлами. Эти реакции могут протекать как при комнатной, так и при повышенной температуре; при этом в воде могут присутствовать или отсутствовать примеси. С щелочными и щелочноземельными металлами вода реагирует при комнатной температуре с образованием щелочей и водорода. Рассмотрим это свойство воды на примере ее взаимодействия с кальцием:



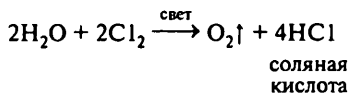
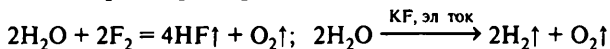
С менее активными металлами, например с металлами семейства железа, эта реакция протекает при высоких температурах:



С железом и его сплавами вода может реагировать и при комнатной температуре, если в ней содержится кислород и соли (особенно хлориды). В качестве продуктов образуется смесь оксидов, гидроксидов и солей и имеет собирательное название — ржавчина.

Реакции воды с железом относятся к коррозионным; они будут рассмотрены в разделе, посвященном коррозии металлов.

Свойства воды как восстановителя проявляются в процессах электролиза, а также при взаимодействии воды с фтором и хлором на свету. Рассмотрим примеры:



В организмах растений вода подвергается фотолизу, т. е. разлагается под действием света в присутствии хлорофилла, который является биокатализатором этой реакции. При фотолизе выделяется молекулярный кислород, без которого невозможна жизнь аэробных организмов, включая человека. Атомарный водород восстанавливает окисленную форму никотинамиддинуклеотида (НАД), превращая его в восстановленную форму (НАДН<sub>2</sub>), которая далее восстанавливает углекислый газ. Диоксид углерода при дальнейшем протекании процессов фотосинтеза образует первичное органическое вещество, являющееся первоосновой для получения всех других биоорганических соединений, без которых невозможна жизнь гетеротрофов, включая человека. Приведенные примеры ярко иллюстрируют роль окислительно-восстановительных свойств воды для агропромышленного комплекса.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, в чем состоит дуалистичность (двойственность) окислительно-восстановительных свойств воды; ответ обоснуйте.
2. Поясните, какова роль воды при ее взаимодействии с металлами; ответ обоснуйте.
3. Поясните, какова роль воды при: а) электролизе; б) фотолизе; ответ обоснуйте.
4. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих роль окислительно-восстановительных свойств воды в агропромышленном комплексе.

### **3.10. Агротехнический комплекс и гидросфера: негативное воздействие и его минимизация**

Вода — основа жизни на Земле. Рассмотрим глобальные функции воды в природе на планетарном и разных уровнях организации живого вещества. Вода в жидком состоянии образует гидросферу, в твердом состоянии она включается в состав литосферы. Парообразное, жидкое и твердое состояния воды позволяют ей находиться в атмосфере. На планетарном масштабе между оболочками Земли (атмосферой, гидросферой и литосферой) происходит постоянный водообмен за счет постоянно протекающих процессов испарения и конденсации. Огромные массы воды циркулируют на больших расстояниях, обеспечивая глобальный биогеохимический обмен веществ и энергии, используя постоянно поступающую солнечную энергию. Вода является терморегулятором поверхности Земли, обеспечивая за счет своей высокой теплоемкости невозможность резких перепадов температуры на неосвещенной и освещенной ее поверхности.

Являясь жидкостью и образуя гидросферу, вода создает водную и водно-наземную среды обитания. Вода является важнейшим экологическим фактором — влажностью. Так как влажность на разных участках Земли различна, то это оказывает воздействие на характер растительного и животного мира на этих территориях. Это определяет технологию и характер деятельности человека в сельском хозяйстве: диктует выбор агротехники, особенностей животноводства и т. д.

Вода — важнейший компонент живого вещества.

**Живое вещество** — это совокупность всех живых организмов, включая человека, образующих биосферу Земли.

Живое вещество имеет разные уровни организации. С экологических позиций различают молекулярно-генный, клеточный, тканевый, органный, организменный, популяционно-видовой, биогеоценотический и биосферный уровни организации живого. Биосферному уровню организации соответствует биосфера.

**Биосфера** — оболочка Земли, в которой существуют живые организмы; она занимает всю гидросферу, нижнюю часть атмосферы, верхнюю часть литосферы. Функции воды в биосфере рассмотрены ранее. Рассмотрим роль воды в живом веществе на организменном уровне. Для всех организмов вода является составной частью пищи, поэтому обязательным условием их существования является попадание воды в организм. Растения поглощают воду либо всем телом, либо специальными органами (корнями, ризоидами). Культурные растения нуждаются в разном количестве воды. Растения, выращиваемые в богарных (бесполивных) условиях, обходятся тем количеством воды, которое поступает с атмосферными осадками. Многие растения (капуста, томаты и др.) требуют специального полива. Животные или пьют воду, или она попадает в их организм с пищей. Сельскохозяйственные животные нуждаются в воде, которая поступает в их организм, дополняя пищу.

Известно, что внутри организма вода играет огромную роль. В сложно устроенных организмах, состоящих из систем органов, органов, тканей и клеток с помощью воды осуществляется объединение отдельных его структур в единое целое за счет гуморальной или нервной регуляции. Благодаря воде, ее растворяющей способности в нее поступают вещества, регулирующие физиологические процессы, которые обеспечивают взаимосвязь организма и внешней среды и жизнедеятельность в целом.

Структурной единицей любого организма является клетка, состоящая из органоидов. Роль воды в клетках трудно переоценить. Рассмотрим важнейшие функции воды внутри клеток.

1. Вода — среда, содержащая органоиды клетки.
2. Вода — среда, в которой реализуется метаболизм.

3. Вода обеспечивает электрическую проводимость среды, так как растворяет в себе ионные соединения.

4. Вода является основой для образования коллоидных систем, образующих различные клеточные структуры.

5. Вода — важнейший химический реагент (вступает в реакции присоединения, гидролиза, окислительно-восстановительные реакции и т. д.); без ее участия невозможно осуществление обмена веществ и энергии (метаболизма).

6. Вода выполняет строительную функцию, так как конституционно входит в состав различных клеточных структур.

7. Благодаря воде возможно объединение клеточных структур в единое целое.

Для воды характерны и другие функции внутри клеток.

Вода интенсивно используется в сельском хозяйстве. В современных условиях природные воды подвергаются негативному воздействию производственной деятельности человека, в том числе и через агропромышленный комплекс. Сточные воды животноводческих предприятий, машинно-тракторных станций и мастерских по обслуживанию сельскохозяйственной техники загрязняют гидросферу. Большие количества пресной воды используют для полива культурных растений; поливные воды, возвращаясь в круговорот, обогащают гидросферу удобрениями и средствами защиты растений с полей, загрязняя природные воды. Предприятия по переработке сельскохозяйственной продукции также загрязняют природные воды. Все это требует осуществления природоохранных мероприятий. Наиболее важными из них являются природоохранное просвещение, разработка оптимальной агротехники и технологий сельскохозяйственного производства, сводящих до минимума поступление загрязнителей в природные воды.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Перечислите важнейшие глобальные функции воды на Земле и поясните, какое влияние они оказывают на деятельность человека в сельском хозяйстве.

2. Поясните, что такое «живое вещество» и какова роль воды в нем на организменном уровне.

3. Охарактеризуйте роль воды в клетке.

4. Поясните, в чем состоит необходимость знаний о функциях воды на организменном и клеточном уровнях для специалистов, занятых в сельском хозяйстве.

5. Поясните, как влияет сельское хозяйство на гидросферу.

6. Докажите необходимость природоохранных мероприятий и назовите три таких мероприятия.

# ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ, ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ И КОРРОЗИОННЫЕ ПРОЦЕССЫ В АГРОТЕХНИЧЕСКОМ КОМПЛЕКСЕ

## Глава 4

### ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПРОЦЕССОВ

#### 4.1. Основные понятия теории окислительно-восстановительных процессов

**Окислительно-восстановительные реакции** (ОВР) — процессы, сопровождающиеся изменением степеней окисления атомов химических элементов за счет перехода электронов от одних частиц к другим (атомам или ионам).

Условный заряд, который имел бы атом при *полной* отдаче (приеме) всех его электронов, участвующих в образовании химической связи, называется **степенью окисления**.

ОВР состоят из реакций окисления и восстановления.

**Реакция восстановления** — прием электронов:  $O_2 + 4e^- = 2O^{-2}$ .

**Реакция окисления** — отдача электронов:  $C^0 - 4e^- = C^{+4}$ .

В ОВР участвуют окислители и восстановители.

**Окислители** — вещества, *принимающие* электроны.

Типичными окислителями являются кислород ( $O_2$  — молекулярный;  $O_3$  — озон), пероксиды (пероксид водорода  $H_2O_2$  и др.), фтор, хлор, азотная кислота, перманганаты и др.

**Восстановители** — вещества, *отдающие* электроны.

Типичными восстановителями являются атомы металлов в свободном состоянии, неметаллов — в отрицательных степенях окисления, водорода в свободном состоянии.

Окислительно-восстановительные процессы широко распространены в природе и имеют сложную классификацию. По распределению окислительных и восстановительных свойств в веществах эти процессы подразделяют на межмолекулярные ( $Ca + 2HCl =$

=  $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ ), внутримолекулярные ( $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ ), процессы диспропорционирования ( $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ , на холоду) и компрпропорционирования ( $\text{FeCl}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeCl}_2$ ).

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, почему в окислительно-восстановительных процессах изменяется степень окисления атомов химических элементов.
2. Поясните, что такое степень окисления химического элемента и почему она — важнейший инструмент описания ОВР.
3. Поясните, чем восстановление отличается от окисления.
4. Поясните возможность отдельного протекания реакции окисления вне ее связи с реакцией восстановления (и наоборот).
5. Поясните, чем окислители отличаются от восстановителей.
6. Приведите примеры разных типов окислительно-восстановительных реакций.

## **4.2. Уравнивание схем окислительно-восстановительных реакций.**

### **Роль окислительно-восстановительных процессов в агротехническом комплексе**

При характеристике окислительно-восстановительных реакций используют уравнения реакций, составление которых имеет ряд сложностей. Одни из них связаны с особенностью протекания химических процессов. Другие трудности связаны с уравниванием составленных схем процессов. Рассмотрим особенности уравнивания схем ОВР.

Схемы ОВР уравнивают методами электронного и электронно-ионного балансов. Рассмотрим процесс уравнивания методом *электронного* баланса. Обязательным компонентом этого метода является определение степеней окисления (С. О.) атомов в веществе.

Рассмотрим основные правила и сведения определения С. О. атомов химических элементов в молекуле и в сложном ионе.

1. **Суммарная степень окисления** всех атомов химических элементов в *молекуле (условной молекуле)* равна нулю:

$$\sum \text{С. О. атомов в молекуле} = 0, \quad (4.1)$$

где  $\Sigma$  — сумма.

2. **Суммарная степень окисления** всех атомов химических элементов в сложном *ионе* равна заряду ( $Z$ ) этого иона:

$$\sum \text{С. О. атомов в молекуле} = Z. \quad (4.2)$$

3. **У щелочных металлов степень окисления** всегда +1, у металлов II группы (кроме ртути) +2, у кислорода практически во всех соединениях (кроме пероксидов и фторида кислорода)

–2, у водорода (кроме гидридов) +1, у алюминия и бора +3, у фтора –1, у всех элементов в свободном состоянии (в простых веществах) равна нулю.

Исходя из этих правил и сведений, составляют алгебраические уравнения, после решения которых находят С. О. атома необходимого элемента в веществе или сложном ионе. Рассмотрим пример нахождения степени окисления.

**Пример 1.** Рассчитайте С. О. марганца в перманганате кальция  $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$ .

Запишем формулу соли, в которой расставим С. О. для каждого элемента:  $\overset{+2}{\text{Ca}}(\overset{x}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4})_2$ . Составляем алгебраическое уравнение:  $(+2) + 2x + (-2 \cdot 2 \cdot 4) = 0$ . Решаем его относительно  $x$ :  $2x = (+16) - 2 = +14$ ;  $x = +7$ , т. е. С. О. (Mn) = +7. *Ответ:* С. О. (Mn) = +7.

Рассмотрим важнейшие особенности электронного баланса.

При уравнивании схем ОВР методом электронного баланса используют изложенные ниже упрощенные правила (алгоритм) уравнивания. Окислительно-восстановительные процессы весьма многообразны, но в первом приближении приведенные правила помогут уравнивать достаточно сложные схемы ОВР. Процесс уравнивания нужно (как правило) проводить в следующей последовательности.

1. Рассчитывают С. О. атомов элементов и находят те элементы, которые ее изменили в процессе реакции.

2. Составляют схемы электронного баланса: на одной строке записывают схему реакции окисления, на другой — восстановления и уравнивают число отданных и принятых электронов.

3. Из электронного баланса находят внутренние и внешние коэффициенты (внутренние коэффициенты получают за счет того, что молекулы веществ, участвующих в ОВР, могут содержать два или более атомов данного химического элемента, и это число до и после реакции неодинаково:  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl}$ ).

4. В схеме ОВР перед формулами веществ, содержащих атомы элементов и изменивших С. О., ставят коэффициент из электронного баланса. Коэффициент является произведением внешнего коэффициента на внутренний. Если элемент участвовал и в ОВР, и в образовании соли (входит в состав кислотного остатка), то перед формулой этого вещества коэффициент ставят только тогда, когда уравнивают число кислотных остатков. Иногда в ОВР получается такой же анион, что и у кислоты, добавленной для солеобразования, а катионы взятых для реакции солей одинаковы, тогда после реакции коэффициенты ставят только после того, как уравнивают число атомов металла, не участвующего в ОВР.

5. Уравнивают число атомов металла, не участвовавшего в ОВР.

6. Уравнивают число кислотных остатков.

7. Уравнивают число атомов водорода.

8. Завершающим этапом уравнивания является расчет числа атомов кислорода в правой и левой частях уравниваемой схемы: оно должно совпадать (быть одинаковым), если процесс уравнивания был проведен правильно. В записи необходимо показать подсчет числа атомов кислорода, так как в некоторых случаях приходится оперировать большими числами.

9. Оформляют ОВР, указывая в записи процесс окисления, восстановления, окислитель и восстановитель.

Приведенный алгоритм необходимо дополнить положениями:

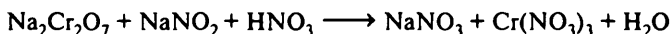
1. Коэффициенты из электронного баланса ставят преимущественно сначала в правую часть схемы, а потом — в левую; но в некоторых случаях поступают наоборот.

2. Иногда в ОВР участвует не два, а большее число химических элементов, тогда составляют сложный баланс. При его составлении знаки элементов, содержащихся в одном веществе и принимающих участие в ОВР, записывают один под другим, и число электронов, участвующих в реакции окисления (восстановления), суммируют.

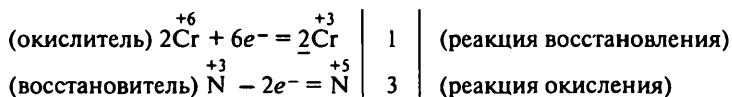
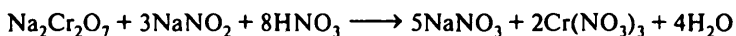
3. Если в реакции окисления и восстановления участвовали частицы с одинаковой С. О. или в результате этих реакций получаются одинаковые частицы, то в соответствующую часть схемы ставится суммарный коэффициент.

Рассмотрим примеры уравнивания схем окислительно-восстановительных реакций.

**Пример 2.** Уравняйте схему реакции



Используя алгоритм уравнивания, получим:



где цифра 2 — внутренний коэффициент.

Число атомов кислорода:  $7 + (3 \cdot 2) + (8 \cdot 3) = (5 \cdot 3) + (2 \cdot [3 \cdot 3]) + 4 \cdot 1$ ;  
 $37 = 37$ .

Метод электронного баланса универсален; он применим к уравниванию схем любых окислительно-восстановительных процессов. Недостатком этого метода является то, что его основу составляет формальное условное понятие — степень окисления.

Окислительно-восстановительные реакции широко распространены в природе и в агротехническом комплексе. Эти процессы



протекают в живых организмах: процессы дыхания связаны с окислением органических веществ кислородом; фотолиз воды — обязательная часть фотосинтеза — представляет собой ОВР. К процессам окисления—восстановления относится восстановление углекислого газа восстановленной формой никотинамиддинуклеотида. Разложение органических соединений тоже сложный комплекс окислительно-восстановительных процессов и т. д.

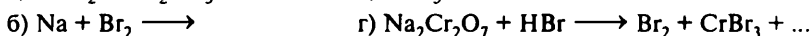
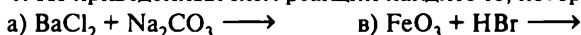
### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, как рассчитать степень окисления: а) в молекуле; б) в сложном ионе.

2. Рассчитайте степени окисления атомов азота в нитрате аммония (известно, что там два атома азота имеют различные С. О.).

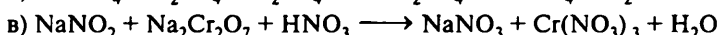
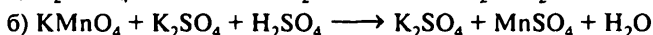
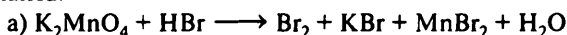
3. Рассчитайте степени окисления элемента (в формуле вещества он подчеркнут):  $\underline{\text{C}}_2\text{H}_4$ ;  $\underline{\text{C}}_3\text{H}_8$ ; азота и хрома в дихромате аммония.

4. Из приведенных схем реакций найдите те, которые относятся к ОВР:



Закончите эти схемы, уравняйте, используя метод электронного баланса.

5. Уравняйте приведенные схемы процессов методом электронного баланса:

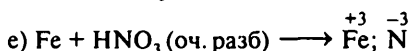
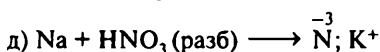
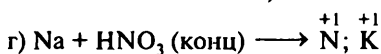


6. Закончите схемы процессов, уравняйте, используя метод электронного баланса:

а) Хромат калия + Серная кислота + Нитрат калия  $\longrightarrow$  Сульфат хрома(III) + Нитрат натрия + ...

б) Бромид кальция + Азотная кислота + Хромат кальция  $\longrightarrow$  Бром + Сульфат кальция + Нитрат хрома(III) + Вода

в)  $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \dots \longrightarrow \text{NO}\uparrow + \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$  (вопрос о включении воды решите самостоятельно)



7. Рассчитайте объем газа, который получится при взаимодействии 19,2 г меди, не содержащей примесей, с избытком концентрированной азотной кислоты. *Ответ:* 13,44 л.

8. Рассчитайте массу меди, которая прореагировала с избытком разбавленной азотной кислоты, если при этом получили 6,72 л газа (н. у.). *Ответ:* 28,8 г.

### 5.1. Общая характеристика электрохимических процессов. Электродный потенциал

Окислительно-восстановительные процессы (ОВР) могут протекать как самопроизвольно, так и под воздействием внешних факторов. Одним из таких факторов является электрический ток.

Электрический ток может возникать в результате протекания химических реакций.

Процессы, протекающие под воздействием электрического тока, и химические реакции, вызывающие возникновение электрического тока, называются *электрохимическими*, а наука, их изучающая, — *электрохимией*.

Важнейшими проблемами электрохимии является учение об электродных потенциалах, электрохимических процессах в гальванических элементах, электролизерах, топливных элементах и коррозии металлов. Базисными понятиями электрохимии являются «электродный потенциал», «стандартный электродный потенциал», «электрохимический ряд напряжений».

Если поместить металлическую пластинку в воду, то диполи воды, ориентируясь своими отрицательно заряженными полюсами вокруг катионов металла, содержащихся в узлах металлической кристаллической решетки и притягивая их к себе, вызовут переход гидратированных катионов в раствор. Это приведет к тому, что поверхность металла зарядится отрицательно, а раствор — положительно и на границе раздела «металл—раствор» возникает *разность потенциалов*, которая называется *электродным потенциалом*.

Процесс перехода катионов металла в раствор на границе раздела «металл—раствор» обратим и осуществляется по схеме:



Было установлено, что электродный потенциал является строго характерной для каждого металла величиной, зависящей от концентрации катионов в растворе, от температуры и природы металла, растворителя и т. д.

Влияние природы металлов и концентрации их ионов в растворе проиллюстрированы рис. 5.1, из которого видно, что поверхность железа характеризуется большим отрицательным зарядом, чем поверхность меди, возникшим при опускании этих металлов в воду (известно, что железо как восстановитель активнее меди). Если эти металлы поместить в водные растворы солей этих металлов (в данном случае это сульфаты одинаковой молярной concentra-

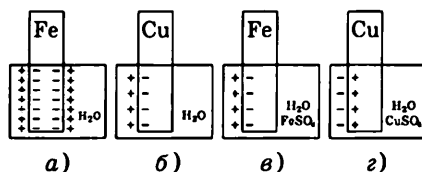


Рис. 5.1. Влияние природы металла и концентрации ионов на электродный потенциал, возникающий на границе раздела «металл—раствор»:  
а и б — металлы находятся в воде; в и г — металлы находятся в водных растворах своих солей (сульфаты),  $c = 1$  моль/л

ции), то на поверхности железа отрицательный заряд *уменьшится*, а на поверхности меди даже возникнет *положительный* заряд из-за адсорбции ионов  $\text{Cu}^{2+}$  из раствора.

Зависимость электродного потенциала, возникающего на поверхности металла, который находится в растворе собственной соли, от температуры, концентрации ионов металла и его природы, выражается *уравнением Нернста*:

$$E = E_0 + [(RT) : (nF)] \cdot \lg a(\text{Me}^{n+}), \quad (5.1)$$

где  $E_0$  — стандартный электродный потенциал;  $R$  — универсальная газовая постоянная;  $T$  — абсолютная температура, К;  $n$  — заряд иона металла;  $F$  — число Фарадея (96 500 Кл);  $\lg a(\text{Me}^{n+})$  — десятичный логарифм активной концентрации ионов металла в растворе. Природа металла проявляется в величине  $E_0$ .

### Задания для самостоятельной работы

1. Поясните, какие процессы называют электрохимическими, приведите по одному примеру таких реакций.
2. Поясните, почему возникает электродный потенциал на границе раздела «металл—раствор».
3. Назовите факторы, которые влияют на электродный потенциал, возникающий на поверхности металла, находящегося в водном растворе своей соли.
4. Поясните, можно или нет экспериментально определить электродный потенциал, возникший на границе раздела «металл—раствор»; ответ обоснуйте.

## 5.2. Гальванический элемент.

### Электрохимический ряд напряжений

На поверхности металла, находящегося в воде или в водном растворе, всегда возникает разность потенциалов. Ее экспериментально определить нельзя, так как для этого необходимо создать

электрохимическую систему, включающую в себя, как минимум, два электрода, каждый из которых обладает собственным электродным потенциалом.

Электрохимическая система состоит из двух электродов — *анода* и *катода*, соединенных друг с другом внутренней и внешней цепью. Роль *внутренней* цепи выполняет электролит, *внешней* — металлический проводник, соединяющий электроды. Различают два типа электрохимических систем — *электролизеры* и *гальванические* элементы. Рассмотрим особенности гальванических элементов (электролизеры рассмотрены в 5.4).

**Гальваническим элементом** называется прибор (устройство), в котором энергия химической реакции превращается в электрическую энергию.

Основу гальванического элемента, как любой электрохимической системы, образуют анод и катод.

**Анод** — электрод, на котором реализуется реакция окисления (в гальваническом элементе заряжен *отрицательно*).

**Катод** — электрод, на котором реализуется реакция восстановления (в гальваническом элементе заряжен *положительно*).

Гальванический элемент позволяет измерять электродвижущую силу (ЭДС), характеризующую возможность осуществления электрохимических реакций.

Электродвижущую силу гальванического элемента можно рассчитать по формуле

$$\text{ЭДС} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}, \quad (5.2)$$

где  $E_{\text{к}}$  — потенциал катода;  $E_{\text{а}}$  — потенциал анода.

Электрохимический процесс возможен, если ЭДС больше нуля. Если необходимо определить, является ли электрод катодом (анодом), составляют гальванический элемент, образованный водородным и металлическим электродами; определяют значение и знак ЭДС; если он положителен, то металл имеет отрицательный потенциал.

Для получения сравнимых значений, измеряемых при помощи гальванического элемента электродных потенциалов, были созданы электроды сравнения. Одним из электродов сравнения является нормальный водородный электрод.

**Нормальным водородным электродом** (н. в. э.) называется система, состоящая из платинированной платиновой пластинки, помещенной в сосуд с серной кислотой, при этом активность катионов водорода равна 1 ( $\text{pH} = 0$ ); через кислоту барботирует («пробулькивает») очищенный молекулярный водород под давлением, равным 101,3 кПа (1 атм). Схема н. в. э. изображена на рис. 5.2.

Разность потенциалов в н. в. э. на границе раздела фаз принять равной нулю. Платинированная платина — металлическая плати-

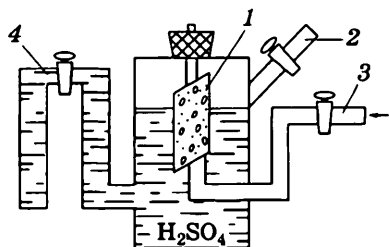


Рис. 5.2. Схема нормального водородного электрода:

- 1 — платинированная платиновая пластинка; 2 — трубка для отвода избытка водорода; 3 — стеклянная трубка для подачи водорода; 4 — трубка, заполненная электролитом для соединения с другим электродом

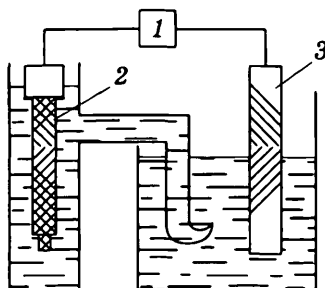


Рис. 5.3. Схема гальванического элемента для определения потенциала с помощью электрода сравнения:

- 1 — потенциометр; 2 — электрод сравнения (хлорсеребряный и др.); 3 — рабочий электрод

новая пластинка, покрытая слоем сильно измельченной платины — платиновой черни. Платину платинируют для того, чтобы создать большую поверхность (в платинированной платине хорошо растворяется молекулярный водород, за счет чего возникает подобие твердого водорода).

Формула н. в. э.:

в ионном виде:  $\text{Pt} \parallel \text{H}_2 \parallel 2\text{H}^+$

$p(\text{H}_2) = 101,3 \text{ кПа}$ ;  $a(\text{H}^+) = 1 \text{ моль/л}$

в молекулярном виде:  $\text{Pt} \parallel \text{H}_2 \parallel \text{H}_2\text{SO}_4$

Существуют и другие электроды сравнения — каломельный, хлорсеребряный и др.

Для характеристики электрохимических потенциалов используют стандартные электродные потенциалы, для чего составляют гальванические элементы и измеряют их ЭДС при  $T = 298 \text{ К}$ ,  $p = 101,3 \text{ кПа}$  и  $c = 1 \text{ моль/л}$  ионов в растворе.

**Стандартным электродным потенциалом** называется ЭДС гальванического элемента, образованного н. в. э. и электродом из данного металла, помещенного в раствор собственной соли, в котором активность катионов данного металла составляет 1 моль/л при  $T = 298 \text{ К}$  (рис. 5.3).

Стандартные электродные потенциалы сведены в ряд и называются электрохимическим рядом напряжений, в него входит водород.

**Электрохимический ряд напряжений** — ряд металлов (в который включен и водород), расположенных в порядке возрастания положительного значения стандартного электродного потенциала.

## Электрохимический ряд напряжений металлов

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Be, Al, Ti, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au, Pt

---

Восстановительная активность атомов уменьшается;  
окислительная активность ионов увеличивается

Чем больше положительное значение стандартного потенциала металла, тем менее активным *восстановителем* в водной среде является данный металл в свободном состоянии и тем более активным *окислителем* является его катион. Так, атом меди является менее активным восстановителем ( $E_0 = +0,64$  В), чем атом цинка ( $E_0 = -0,76$  В), а катион меди — более активным окислителем, чем катион цинка. Электрохимический ряд напряжений применим *только* для процессов, протекающих в *водной* среде. При использовании ряда напряжений для решения различных задач необходимо учитывать правило:

металл может вытеснять из водного раствора соли только те металлы, которые имеют более положительное значение стандартного электродного потенциала, чем таковые для вытесняющего металла.

Так, железо может вытеснять медь из растворов ее солей, а медь — не может (*почему?*).

### Задания для самостоятельной работы

---

1. Поясните, почему гальванический элемент относится к электрохимическим системам; назовите его основные составные части.
2. Поясните, чем катод отличается от анода.
3. Поясните, является (не является) знак заряда электрода признаком, определяющим его принадлежность: а) к катоду; б) к аноду.
4. Напишите формулу нормального водородного электрода и поясните, в чем состоит его значение при изучении электрохимических процессов.
5. Поясните, может ли серебро вытеснять свинец из водных растворов его солей (ответ обоснуйте расчетом ЭДС гальванического элемента).

### 5.3. Химические процессы в гальванических элементах, их значение в агротехническом комплексе

Гальванические элементы являются источником постоянного тока, кроме того, они являются одной из причин активной коррозии металлов. В агротехническом комплексе они применяются как химические источники тока в составе сельскохозяйственного оборудования. По характеру процессов, реализующихся в гальванических элементах, их подразделяют на обратимые и необратимые.

### 5.3.1. Процессы, протекающие в обратимых гальванических элементах

**Обратимым** называется гальванический элемент, образованный двумя обратимыми электродами, представляющими либо металл, находящийся в растворе собственной соли, либо платину в растворе, содержащем смесь веществ, способных к окислительно-восстановительной реакции; электроды отделены друг от друга и соединяются электролитическим мостом (трубкой, заполненной раствором хлорида калия, изготовленным на основе агар-агара\*).

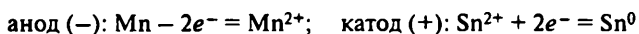
При необходимости цепь в обратимом гальваническом элементе замыкается металлическим проводником. В этом случае гальванический элемент продуцирует электрический ток.

При записи «*формулы*» гальванического элемента сначала записывают химический знак металла, образующего *анод*, потом формулу соли этого металла (через вертикальную черту), затем через двойную черту — формулу  $KCl$ ; далее, через двойную черту — формулу соли металла, образующего катод, и, наконец, через одинарную черту — химический знак металла, образующего катод. Рассмотрим характеристику процессов в гальваническом элементе, состоящем из оловянного и марганцевого электродов.

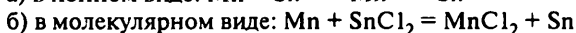
Формула оловянно-марганцевого гальванического элемента:



Марганец является анодом потому, что его электродный потенциал составляет  $-1,18$  В; для олова он равен  $-0,14$  В:



суммарно:



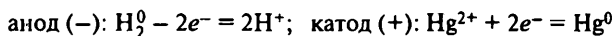
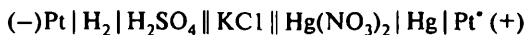
Расчет ЭДС гальванического элемента проводим для стандартных условий, используя формулу (5.2) (концентрации солей равны 1 моль/л;  $T = 298$  К).  $ЭДС = -0,14 - (-1,18) = 1,04$  В.

Примером гальванического элемента, образованного неметаллическим электродом, и электродом, образованным жидким металлом, рассмотрим характеристику процессов в ртутно-водородном гальваническом элементе при н. у. и стандартных концентрациях. В этих условиях  $E(H^+/H^0) = 0$ ;  $E(Hg^{2+}/Hg^0) = +0,79$  В, поэтому н. в. э. — анод, а ртутный электрод — катод.

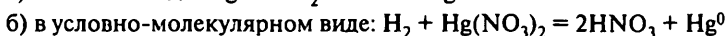
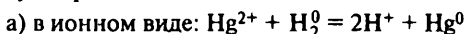
---

\* *Агар-агар* — вещество растительного происхождения, образующее гель; добавляется в раствор для увеличения его вязкости с целью предотвращения выливания жидкости из электролитического моста.

Формула:



суммарно:



$$\text{ЭДС} = +0,79 - 0 = 0,79 \text{ В.}$$

### 5.3.2. Процессы, протекающие в необратимых гальванических элементах

**Необратимые гальванические элементы** представляют собой системы, состоящие из двух металлов или металла и неметалла (других компонентов), которые находятся в каком-либо растворе, проводящем ток.

В них *анодом* является более активный металл, а менее активный металл или включение — *катодом*. На аноде окисляется активный металл, а на катоде восстанавливаются частицы, входящие в состав раствора. Они называются частицами *деполяризатора*. Ими чаще всего являются *катионы водорода (водородная деполяризация)* или *молекулы кислорода (кислородная деполяризация)*.

Рассмотрим необратимый гальванический элемент, возникающий при взаимодействии луженого железа (железо покрыто оловом) с соляной кислотой, как пример процессов, протекающих с водородной деполяризацией.

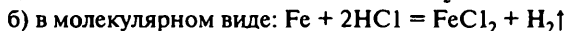
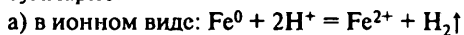
Формула гальванического элемента:



Железо является анодом, а олово — катодом (*почему?*):



суммарно:



Примером необратимого гальванического элемента, в котором реализуется кислородная деполяризация, являются процессы, протекающие при взаимодействии цинка с водным раствором гидроксида калия.

Участки поверхности цинка неоднородны из-за неравномерной аэрации, поэтому на участках металла, близких к воздушной

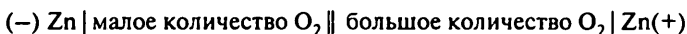
---

\* Введение металлической платины в ртутный электрод объясняется тем, что ртуть — жидкий металл, платина — инертна.

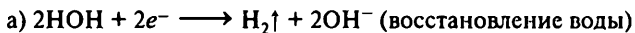


среде, содержится много кислорода и металл заряжается *положительно* ( $O_2$  оттягивает от цинка электроны), т. е. возникает *катод*. Участки поверхности цинка, где кислорода мало, заряжаются *отрицательно* (относительно участков, богатых кислородом), т. е. возникает *анод*.

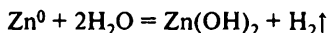
Формула гальванического элемента:



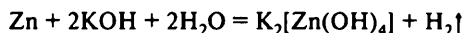
анод (-):  $Zn - 2e^- = Zn^{2+}$ ; катод (+): возможны два процесса:



Процесс (а) на катоде в сильнощелочной среде для цинка более вероятен, так,  $c(H_2O) \gg c(O_2)$ , поэтому процессом (б) можно условно пренебречь (но он и теоретически, и практически протекает). Поэтому возможна реакция:



Общее уравнение реакции цинка с едким кали в водном растворе:



Для необратимых гальванических элементов рассчитать ЭДС нельзя, так как процессы неравновесны. Необратимые гальванические элементы образуются в природных условиях; они обуславливают интенсивное разрушение изделий из металлов и их сплавов, в том числе и сельскохозяйственного оборудования.

### Задания для самостоятельной работы

1. Назовите виды гальванических элементов по характеру электродов, их образующих, и чем они отличаются друг от друга.
2. Охарактеризуйте оловянно-цинковый и водородно-медный гальванические элементы.
3. Охарактеризуйте взаимодействие оцинкованного железа с разбавленной серной кислотой и алюминия с раствором щелочи с позиций представлений о необратимых гальванических элементах.
4. Поясните роль гальванических элементов в природных экологических процессах и деятельности человека в агротехническом комплексе; ответ обоснуйте примерами.

## **5.4. Характеристика химических источников тока**

Необходимость разрешения экологических проблем требует нахождения экологически приемлемых источников энергии. Одним из путей решения этой проблемы является использование химических источников тока.

Устройства, в которых электрическая энергия вырабатывается за счет протекания химических реакций, применяемые для получения и использования электрической энергии, называются **химическими источниками тока**.

Различают несколько типов химических источников тока. Рассмотрим некоторые из них.

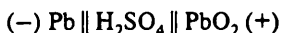
Первый тип основан на химических процессах, протекающих в гальванических элементах (см. 5.3). Этот тип химических источников тока представляет собой «батарейки», которые используются только один раз например элемент Якоби, состоящий из медного и цинкового электродов, находящихся в растворах собственных сульфатов и разделенных пористой перегородкой.

Второй тип химических источников тока используется многократно за счет того, что электрическая энергия получается в процессе «разрядки»; активные вещества катода и анода можно восстановить в процессе «зарядки», протекающем под воздействием внешнего электрического тока.

Источники постоянного тока многократного использования, способные при разрядке продуцировать электрическую энергию, а при зарядке аккумулировать ее, называются **аккумуляторами**.

Различают *кислотные* и *щелочные* аккумуляторы. Наиболее распространенным кислотным аккумулятором является свинцовый, а щелочным — железоникелевый. Существуют и другие виды аккумуляторов.

Рассмотрим электрохимические процессы в свинцовом аккумуляторе:

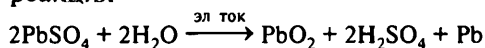


где  $\text{PbO}_2$  — катод;  $\text{Pb}$  — анод.

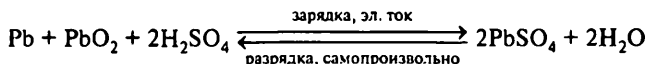
Серная кислота имеет определенную концентрацию и называется *аккумуляторной*. При разрядке (процесс идет *самопроизвольно*) протекает реакция, являющаяся источником тока (так как анодный и катодный процессы пространственно разделены):



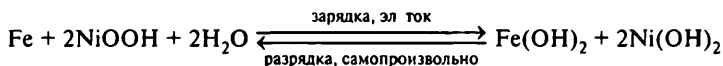
По мере расходования активных веществ на аноде ( $\text{Pb}$ ) и катоде ( $\text{PbO}_2$ ) электродвижущая сила (ЭДС) аккумулятора уменьшается и возникает необходимость в зарядке, которая протекает под воздействием внешнего источника тока. При этом на аноде ионы  $\text{Pb}^{2+}$  окисляются до  $\text{PbO}_2$ , а на катоде восстанавливаются до  $\text{Pb}^0$ , т. е. протекает реакция



Процессы, протекающие в свинцовом (кислотном) аккумуляторе, можно выразить схемой



Процессы, протекающие в щелочном аккумуляторе (на примере железоникелевого аккумулятора), характеризуют схемой:



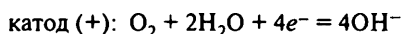
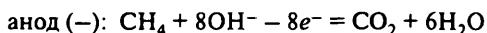
Формула железоникелевого аккумулятора:



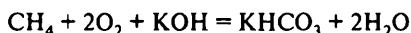
где Fe — анод; гидроксид никеля(III) — катод.

В последнее время большое распространение получили электрохимические генераторы электрической энергии, принцип действия которых основан на том, что на аноде окисляется топливо (метан, природный газ, метанол, этанол и т. д.), а на катоде восстанавливается или чистый кислород, или кислород воздуха. Их называют топливными элементами (не являются аккумуляторами).

Обобщенно химические процессы в топливном элементе можно охарактеризовать так:



Диоксид углерода поглощается щелочью с образованием ионов  $\text{CO}_3^{2-}$  или  $\text{HCO}_3^-$ . В приэлектродные пространства постоянно подаются активные вещества анода (топливо, в данном случае метан) и катода (кислород или воздух), а отработанные растворы удаляются. Это обеспечивает длительную работу топливных элементов. Суммарное уравнение процесса в топливном элементе при использовании KOH:



Топливные элементы — альтернативный источник энергии (они работают на возобновляемых источниках — этаноле, метаноле, «биогазе»).

Химические источники производят постоянный ток. Они находят широкое применение в сфере сельского хозяйства: элементы питания для радиоаппаратуры, аккумуляторы на сельскохозяйственном транспорте и т. д.

### Задания для самостоятельной работы

1. Поясните, почему химические процессы, протекающие в кислотном аккумуляторе, относят к ОВР; напишите суммарные уравнения реакций, протекающих при зарядке и разрядке этого аккумулятора.

2. Охарактеризуйте химические процессы, протекающие в элементе Якоби, и рассчитайте начальное значение ЭДС для стандартных условий, т. е.  $p = 101,3 \text{ кПа}$  и  $T = 298 \text{ К}$ .

3. Поясните, чем аккумулятор отличается от гальванического элемента.

4. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих применение химических источников тока в сфере сельского хозяйства.

5. Поясните, почему топливные элементы считают альтернативными источниками энергии и экологически более предпочтительными по сравнению с ТЭС, работающей на мазуте.

## 5.5. Характеристика электролиза.

### Роль электролиза в агротехническом комплексе

#### 5.5.1. Общие сведения об электролизе

Под воздействием электрического тока реализуется **электролиз** — различные окислительно-восстановительные процессы, протекающие под воздействием электрического тока.

Количественная сторона электролиза была исследована М. Фарадеем. Он открыл законы электролиза, из которых рассмотрим объединенный закон электролиза:

масса вещества, выделяющегося на электроде, прямо пропорциональна электрохимическому эквиваленту и количеству электричества, протекающему через электролит

$$m = \frac{I t m_{\text{эк}}}{96500}, \quad (5.3)$$

где  $I$  — ток, А;  $t$  — время, с;  $m_{\text{эк}}$  — молярная масса эквивалента; 96 500 — число Фарадея.

В реальных условиях проведения электролиза на электродах веществ выделяется меньше, чем можно ожидать, исходя из законов Фарадея. Поэтому расчеты ведут, учитывая выход по току:

$$\eta_{\text{ток}} = \frac{Q_{\text{теор}}}{Q_{\text{практ}}} 100, \quad (5.4)$$

где  $\eta_{\text{ток}}$  — практический выход по току;  $Q_{\text{теор}}$  — количество электричества, необходимое для выделения данной массы вещества, рассчитанное по законам Фарадея;  $Q_{\text{практ}}$  — количество электричества, реально израсходованное на процесс электролиза.  $Q_{\text{теор}}$  всегда меньше, чем  $Q_{\text{практ}}$

Количество электричества  $Q$  в кулонах равно произведению тока  $I$  в амперах на время  $t$  в секундах.

Необходимость больших затрат электричества на выделение данной массы вещества по сравнению с расчетным объясняется различными причинами, в том числе нагреванием раствора, перенапряжением и др.

Электролиз проводят в **электролизерах** — приборах или агрегатах (последнее — в промышленных условиях). Электролизер состоит из анода, катода, внутренней и внешней цепей.

*Анод* в электролизере заряжен *положительно*, *катод* — *отрицательно*. По характеру участия анода в процессах электролиза различают инертные и активные аноды.

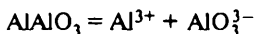
**Активным** называется анод, материал которого окисляется в процессе электролиза.

**Инертные** аноды являются только *проводниками* электрического тока. Различают электролиз расплавов и растворов электролитов.

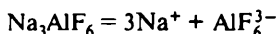
### 5.5.2. Особенности химических процессов при электролизе расплавов

Расплавы ряда соединений (солей, оксидов) проводят электрический ток, поэтому их можно подвергать электролизу. При электролизе расплавов солей электрохимические процессы протекают относительно просто, но для их осуществления необходима большая затрата энергии. Однако электролиз расплавов реализуют в промышленности, так как некоторые вещества можно получить только электролизом расплавов (фтор, алюминий, щелочные и щелочноземельные металлы и др.). Рассмотрим пример наиболее важных процессов электролиза расплавов.

**Пример.** *Электролиз расплава оксида алюминия.* Так получают алюминий в промышленности. Для снижения температуры плавления  $Al_2O_3$  его смешивают с криолитом  $Na_3AlF_6$ . Химизм электролитического получения алюминия состоит в протекании следующих процессов. Оксид алюминия можно представить как соль ортоалюминиевой кислоты, формула которой  $AlAlO_3$ . Эта соль диссоциирует по схеме:

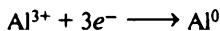


Криолит в расплаве диссоциирует по схеме:

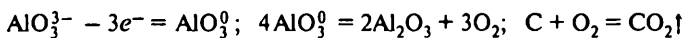


У катода накапливаются ионы  $Na^+$  и  $Al^{3+}$ , а у анода —  $AlO_3^{3-}$  и  $AlF_6^{3-}$ .

*Катод* изготовлен из алюминия (–):  $Na^+$  и  $Al^{3+}$  (восстанавливаются ионы алюминия):



*Анод* изготовлен из углерода (+):  $AlO_3^{3-}$  и  $AlF_6^{3-}$  (окисляются ортоалюминат-ионы, так как на окисление гексафтороалюмината необходимо значительно больше энергии, чем на окисление ортоалюминат-иона):



### 5.5.3. Электролиз водных растворов

Особенность электролиза водных растворов электролитов связана с тем, что на электродах содержится смесь частиц, способных восстанавливаться или окисляться, поэтому необходимо знать, какая из них будет участвовать в электродном процессе. Это сложная задача, но были выработаны правила, позволяющие определять, какой из ионов легче восстанавливается или окисляется в конкретных условиях. Они определяют бóльшую вероятность какого-либо процесса, но не исключают возможности протекания других процессов.

#### **Правила, лимитирующие последовательность восстановления катионов на катоде**

*1. Из смеси катионов на катоде легче восстанавливается ион, имеющий больший положительный электродный потенциал.*

Например, из смеси катионов цинка, железа и меди первоначально восстанавливается катион меди, затем катион железа и в последнюю очередь — катион цинка. Это правило общее, но оно может нарушаться из-за наличия явлений перенапряжения.

*2. Из водных растворов солей металла, начиная с марганца и металлов, стоящих в ряду напряжений правее его (потенциал металла или  $-1,18$  В, или положительнее его), на катоде восстанавливаются катионы металла.*

Хотя стандартный электродный потенциал железа меньше нуля ( $-0,44$  В), на катоде из водного раствора будут восстанавливаться катионы  $\text{Fe}^{2+}$ , а не  $[\text{H}_3\text{O}]^+$ , так как перенапряжение выделения ионов  $\text{H}_3\text{O}^+$  велико за счет их малой концентрации.

*3. Из смеси ионов металла с потенциалом, более отрицательным, чем  $-1,18$  В, и ионов гидроксония, то из водного раствора восстанавливаются или молекулы воды, или ионы гидроксония.*

Из водных растворов солей нельзя получить в свободном состоянии металлы, у которых стандартный электродный потенциал отрицательнее, чем  $-1,18$  В н. в. э. (их получают только электролизом расплавов).

#### **Правила, лимитирующие последовательность окисления анионов на аноде**

*1. Анионы окисляются на аноде в порядке приведенного ряда:*  
 $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  и т. д.  
—————→ окисление аниона затрудняется.

2. Из смеси бескислородного аниона (кроме фторид-аниона) и аниона гидроксида  $\text{OH}^-$  на аноде окисляется бескислородный анион.

Из смеси анионов  $\text{Cl}^-$  и  $\text{OH}^-$  окисляется анион хлора.

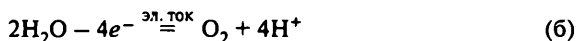
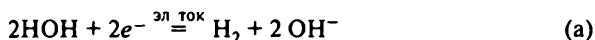
3. Из смеси ионов гидроксида и кислородсодержащего аниона или фторид-аниона на аноде окисляются или ионы  $\text{OH}^-$ , или молекулы воды.

Так, из смеси  $\text{OH}^-$  и  $\text{CO}_3^{2-}$  окисляются анионы гидроксида или молекулы воды.

В дополнение к изложенным правилам необходимо учитывать следующие сведения:

1. Если электролизу подвергается соль сильного основания и сильной кислоты, то концентрация  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  очень мала, тогда на аноде вместо ионов  $\text{OH}^-$  окисляются молекулы воды, а на катоде восстанавливаются молекулы воды вместо катионов гидроксония (водорода).

2. При написании уравнений электролиза необходимо использовать суммарные уравнения восстановления (а) и окисления (б) воды, а также окисления ионов  $\text{OH}^-$  (в):



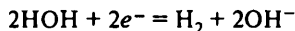
Рассмотрим примеры химизма электролиза водных растворов солей.

**Пример 1.** Рассмотрим электролиз водного раствора иодида натрия на угольных электродах.

Угольные электроды инертны; иодид натрия — соль сильной кислоты и сильного основания, поэтому среда нейтральна:

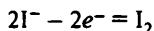


Катод (–)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ; так как концентрация  $\text{H}^+$  очень мала, то восстанавливаются молекулы воды:



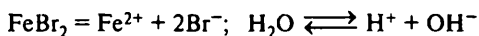
(на катоде накапливаются ионы  $\text{OH}^-$ , т. е. щелочь)

Анод (+):  $\text{OH}^-$ ;  $\text{I}^-$ , молекулы воды; окисляются ионы  $\text{I}^-$ :



Суммарно:  $2\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2\text{NaOH} + \text{I}_2 + \text{H}_2\uparrow$  (возможны и вторичные процессы электролиза: так,  $\text{I}_2$  взаимодействует с  $\text{KOH}$ , образуя иодид калия и гипоиодит калия и т. д.).

**Пример 2.** Рассмотрим электролиз водного раствора бромида железа(II) на железных электродах



Катод (–):  $[\text{Fe}], \text{H}^+, \text{H}_2\text{O}, \text{Fe}^{2+}$  (восстанавливаются ионы  $\text{Fe}^{2+}$ , так как перенапряжение восстановления  $\text{H}^+$  на железном электроде больше, чем для  $\text{Fe}^{2+}$ ):  $\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}^0$ .

Анод (+):  $[\text{Fe}], \text{OH}^-, \text{Br}^-, \text{Fe}^0, \text{H}_2\text{O}$  (из четырех видов частиц, способных окисляться на аноде, легче всего будут окисляться атомы железа):  $\text{Fe}^0 - 2e^- = \text{Fe}^{2+}$ . За счет окисления железа и перехода его ионов в раствор масса анода уменьшается (анод — разрушается), а масса катода увеличивается.

Суммарно: масса анода переходит на катод.

В примере 1 рассмотрен процесс электролиза на инертных анодах; в примере 2 — на активных анодах.

Электролиз солей на активных анодах составляет основу *гальванотехники* — прикладной электрохимии, включающей в себя процессы электролитического осаждения металлов на металлические или неметаллические изделия.

Гальванотехника включает в себя гальванопластику и гальваностегию.

**Гальванопластика** — получение точных металлических копий электролитическим осаждением металла на металлическом или неметаллическом оригинале. Применяют при создании произведений искусства.

**Гальваностегия** — нанесение покрытия на металлическое или неметаллическое изделие электролитическим осаждением металла. Используют как способ создания предметов искусства, а также для защиты различных изделий от коррозии.

Электролиз солей на активных анодах является эффективным методом очистки металлов от примесей. Электролиз широко используется на предприятиях агротехнического комплекса. Он применяется для образования защитных пленок на металлических поверхностях машин и другого сельскохозяйственного оборудования. С помощью электролиза получают изделия, обладающие высокими эстетическими и эксплуатационными свойствами, что важно для различных производств, в том числе и сельскохозяйственного.

Электрохимические производства при нерациональной их организации могут нанести вред окружающей среде за счет выброса в нее сточных вод. Эти воды содержат большое количество солей тяжелых и других металлов, негативно воздействующих на природные экологические процессы. Кроме их загрязняющего воздействия, неутилизированные сточные воды наносят значительный экономический ущерб, так как в них содержатся ценные вещества, производство которых требует значительных затрат.



## Задания для самостоятельной работы

1. Назовите катион, который будет первым восстанавливаться на катоде:  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ; ответ обоснуйте.
2. Поясните, чем активные аноды отличаются от инертных; приведите примеры таких анодов.
3. Обоснуйте экономическую целесообразность применения электролиза расплавов.
4. Напишите уравнения, характеризующие электролиз водных растворов хлорида калия, нитрита натрия, бромида цинка на угольных электродах, а также хлорида платины на платиновых электродах.

## 5.6. Коррозия металлов и ее роль в агротехническом комплексе

### 5.6.1. Основные понятия учения о коррозии металлов и их сплавов

**Коррозия** означает «разрушение», «разъедание» — процесс, идущий с образованием новых веществ, отличающихся от исходных химических соединений.

Процессы коррозии широко распространены в природе. Ей подвергаются металлы, изделия из них, различные горные породы, искусственный камень, создаваемый человеком для строительства (бетон).

**Коррозия металлов** — самопроизвольный окислительно-восстановительный процесс взаимодействия металлов с агрессивными факторами среды, за счет которого значительно изменяются физико-химические и механические свойства металлических изделий.

С точки зрения круговорота веществ в природе коррозия металлов — явление *позитивное*. За счет нее происходит возвращение металлов в состав химических соединений, что делает возможным использование металлов в процессе обмена веществ в различных организмах, в том числе и тех, которые составляют базис сельскохозяйственного производства.

С позиций хозяйственной деятельности человека коррозия металлов — *негативное явление*, так как она наносит огромный экономический ущерб. Человечество вынуждено нести как *прямые*, так и *косвенные* затраты, преодолевая последствия коррозионных процессов, связанных с разрушением металлических конструкций, машин, механизмов и др.

**Прямые затраты** включают стоимость текущего и капитального ремонта машин, оборудования и коммуникаций, вышедших из строя из-за коррозии. Сюда входят и затраты на антикоррозионную защиту.

**Косвенные затраты** — это экономические потери, связанные с простоем оборудования, снижением качества продукции предприятий, преодолением аварийных ситуаций, ухудшением экологической обстановки в тех или иных районах, где произошли аварии, причиной которых являются коррозионные разрушения оборудования. Эти затраты велики и трудно поддаются подсчету. Примерные расчеты показали, что в США на преодоление затрат, связанных с коррозией металлов, расходуется около 100 млрд долларов ежегодно.

Причиной коррозии является термодинамическая неустойчивость металлов в свободном состоянии, поэтому они вступают в химическое взаимодействие с кислородом воздуха, водой и другими веществами, содержащимися в окружающей среде.

### 5.6.2. Основные виды коррозии и их классификация

Условия среды крайне многообразны, поэтому процессы разрушения металлов имеют сложную классификацию. Таких классификаций несколько.

Первая классификация связана с видом среды, в которой корродирует металл. На этой основе различают *газовую, почвенную, морскую, речную, атмосферную* и другие виды коррозии.

По наличию воды в коррозионной среде выделяют коррозию в водных и неводных средах. Так, коррозия оборудования в нефти относится к коррозии в неводных средах.

Вторая классификация основана на реакции среды. В этом случае различают *кислотную, щелочную* и коррозию в *нейтральных средах*.

Третья классификация основана на особенностях коррозионного поражения изделия. Процессы коррозии классифицируют по характеру коррозионных поражений (рис. 5.4).

1. **Сплошная коррозия** (захватывает всю поверхность изделия); может быть *равномерной* (толщина пленки продуктов коррозии на всех участках поверхности примерно одинакова) или *неравномерной*. Не-

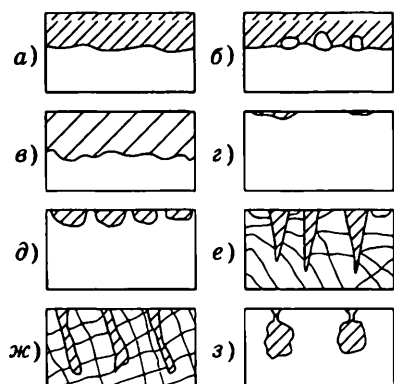


Рис. 5.4. Схемы, иллюстрирующие виды коррозии по характеру поражений:

- а — сплошная равномерная;
- б — сплошная структурно-избирательная; в — сплошная неравномерная; г — пятнистая;
- д — язвенная; е — транскристаллитная питтинговая; ж — межкристаллитная питтинговая; з — подповерхностная структурно-избирательная

равномерность коррозионных поражений может быть связана с различными факторами, одним из которых является неоднородность состава основы. Такая коррозия называется сплошной структурно-избирательной. Сплошная коррозия — наименее опасный вид коррозионных поражений, так как в результате ее ущерб связан только с потерей металла. Прочность изделия изменяется незначительно, если разрушается не все изделие.

**2. Местная коррозия** — коррозионные поражения располагаются на отдельных участках поверхности.

По соотношению площади и глубины поражений она подразделяется на *пятнистую* (глубина поражения значительно меньше его длины и ширины), *язвенную* (глубина и ширина поражения соизмеримы) и *точечную*, или *питтинговую* (глубина поражения значительно превышает его длину и ширину).

*Питтинговая* коррозия подразделяется на межкристаллитную и транскристаллитную. Точечная коррозия наиболее опасна, так как при небольших потерях массы металла происходит значительное ухудшение его физико-механических свойств.

К местной коррозии относится *подповерхностная* коррозия, состоящая в том, что коррозионное поражение визуально практически не обнаруживается; оно мало по размерам, но под поверхностью изделия возникает очаг поражения. Это точечно-язвенная коррозия, избирательная по отношению к компонентам сплава. Опасна в той же степени, что и питтинговая коррозия.

Разновидностью местной коррозии является *ножевая* коррозия, которая проявляется в форме надрезов, по форме напоминающих ножевые. Этот вид коррозии характерен для сварных швов.

Четвертая классификация коррозионных процессов связана с наличием специфических факторов, в которых они протекают. В этом случае различают следующие виды коррозии.

**1. Щелевая коррозия** — разрушение металлов в зазорах между частями конструкций. В этом случае возникают специфические условия, отличающиеся от таковых в окружающей среде, что способствует протеканию интенсивных физико-химических процессов, приводящих к возникновению коррозионных поражений.

**2. Биокоррозия** — разрушение металлов за счет жизнедеятельности микроорганизмов.

**3. Коррозия под напряжением (коррозионное растрескивание)** — процессы физико-химического разрушения металлов при одновременном воздействии агрессивных факторов внешней среды и механических нагрузок как постоянных, так и переменных.

**4. Электрокоррозия** — разрушение металлов под действием блуждающих токов.

5. **Эрозионная коррозия** (коррозия при *трении*) — разрушение металлов при одновременном воздействии сил трения и агрессивных факторов среды.

6. **Кавитационная коррозия** — разрушение металлов при одновременном воздействии ударов и агрессивных факторов среды (подобная коррозия протекает при коррозионном поражении гребных винтов).

Пятая классификация основана на механизме протекания коррозии.

По этому признаку различают *химическую* и *электрохимическую* коррозию и *электрохимически-химическую*.

### 5.6.3. Общая характеристика химической коррозии и ее роль в сельском хозяйстве

**Химическая коррозия** — разрушение металлов или сплавов, при котором атомы металлов отдают электроны конкретным атомам, входящим в состав молекул окислителей в одном акте, без посредников.

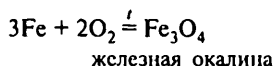
Металлы корродируют по химическому механизму в таких средах, где невозможно возникновение и протекание электрического тока. Это характерно для газовых сред при высоких температурах и для неполярных растворителей при отсутствии воды.

Химическую коррозию подразделяют на следующие виды:

1. **Коррозия в жидкостях-неэлектролитах**, происходящая в металлических емкостях для хранения нефтепродуктов или органических растворителей, применяемых на предприятиях агро-технического комплекса.

2. **Газовая коррозия**, протекающая на границе раздела «металл—газ» при высоких температурах. Она может наблюдаться в двигателях сельскохозяйственных машин и др.

Для сплавов железа химизм газовой коррозии можно выразить так:



### 5.6.4. Общая характеристика электрохимической коррозии и ее роль в сельском хозяйстве

В природных условиях одним из важнейших факторов окружающей среды является вода — сильно полярный растворитель, создающий электрическую проводимость среды, способствующую возникновению условий для протекания электрохимических реакций, лежащих в основе электрохимической коррозии металлов и изделий из них.

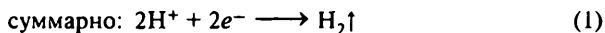
**Электрохимической** называется коррозия, при протекании которой процессы окисления (**анодные реакции**) и процессы восстановления (**катодные реакции**) пространственно разделены, за счет чего в системе возникает **электрический ток** (рис. 5.5).

В процессах, протекающих при электрохимической коррозии, возникают короткозамкнутые необратимые микрогальванические элементы. В них протекает электрический ток (поток электронов идет от анодного участка к катодному — в металле; в растворе к анодным участкам подходят анионы и нейтрализуют образующиеся катионы металла, а к катодным участкам подходят частицы **деполяризаторов** — ионы или молекулы — и восстанавливаются на них). В качестве окислителей (**деполяризаторов**) могут выступать *молекулы воды, кислорода и катионы гидроксония* ( $\text{H}_3\text{O}^+$ , их условно обозначают  $\text{H}^+$ ). По виду деполяризатора электрохимическая коррозия подразделяется на коррозию с водородной, кислородной и кислородно-водородной деполяризацией.

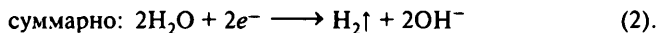
**Водородная** деполяризация протекает по схеме:

I стадия:  $\text{H}^+ + e^- = \text{H}^0$  (образование атомарного водорода)

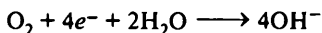
II стадия:  $2\text{H}^0 = \text{H}_2$  (рекомбинация)



Водородная деполяризация реализуется в кислой среде. В нейтральной и щелочной средах происходит восстановление молекул воды:

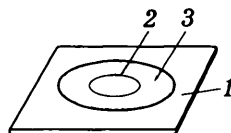


**Кислородная** деполяризация идет по схеме:



Она реализуется в растворах, содержащих молекулярный кислород; среда может быть как нейтральной, так и щелочной.

Во многих случаях при коррозии в водных нейтральных и щелочных средах реализуется **кислородно-водородная** деполяризация. Рассмотрим коррозию металлов по электрохимическому механизму.

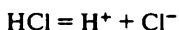


5.5. Схема опыта, доказывающего электрохимический характер коррозии в водной среде:  
1 — металлическая (железная) пластинка; 2 — центр капли; окрашен в синий цвет — анодная зона; 3 — периферическая часть капли раствора; окрашена в малиновый цвет — катодная зона

**Пример 1. Характеристика коррозии чугуна в соляной кислоте.**  
В чугуне имеются частицы цементита  $\text{Fe}_3\text{C}$ , которые по отношению к другим частям поверхности металла заряжены положительно (катод). По сравнению с ними участки поверхности, состоящей из чистого железа, заряжены отрицательно (анод). Возникают микрогальванические элементы, «формула» которых:



Соляная кислота диссоциирует и создает кислую среду:



Процесс протекает с водородной деполяризацией.

катод (примеси):  $(+) 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ ;    анод  $(-): (\text{Fe}) \text{Fe}^0 - 2e^- = \text{Fe}^{2+}$

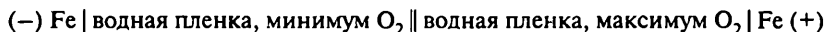
суммарно:

а) в ионном виде:  $2\text{H}^+ + \text{Fe}^0 = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$

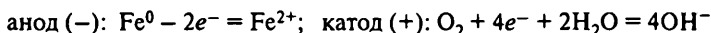
б) в молекулярном виде:  $2\text{HCl} + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$

**Пример 2. Характеристика атмосферной коррозии металлов.**  
Коррозия протекает по электрохимическому механизму. В атмосфере содержатся кислород, вода, диоксид углерода. Кроме этого, в качестве примесей воздух может содержать диоксид серы, сероводород и оксиды азота. За счет колебаний температуры воздуха на поверхности изделий происходит конденсация воды, образуется пленка жидкости, в ней растворяются различные примеси.

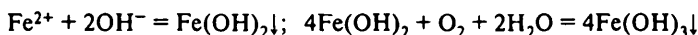
На поверхности металла из-за неравномерной аэрации возникают анодные и катодные участки: на периферии водной пленки кислорода больше, поэтому там появляются катодные участки (кислород оттягивает электроны от поверхностных атомов металла; возникает положительный заряд на этой части поверхности). В местах меньшей концентрации кислорода (в центре, под водной пленкой) поверхность заряжается отрицательно (относительно катодных участков); эта часть поверхности становится анодом. На поверхности стальной конструкции возникают микрогальванические элементы:



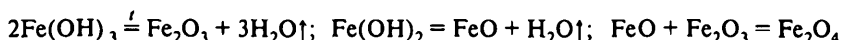
Схематически процессы, протекающие при атмосферной коррозии (без учета наличия в водной пленке растворенных кислотных оксидов), можно охарактеризовать так:



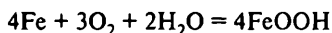
В растворе протекают реакции:



При высыхании (повышение температуры под действием солнца) возможно протекание реакций:



В общем виде коррозию железа в атмосфере и водных солевых нейтральных и щелочных средах можно описать суммарным уравнением



При атмосферной коррозии возможны процессы и с водородной деполаризацией, так как в водной пленке присутствует угольная кислота (возможно наличие сернистой, сероводородной, азотистой и азотной кислот). Поэтому в продуктах коррозии железа в атмосфере возможно наличие карбоната железа(II), сульфита и других солей.

Электрохимическая коррозия широко распространена в агропромышленном комплексе. Ей подвергаются металлические и железобетонные конструкции предприятий сельского хозяйства, в частности животноводческих комплексов. Электрохимическая коррозия поражает сельскохозяйственные машины и оборудование. Коррозионные процессы активизируются за счет агрессивного воздействия удобрений и средств химической защиты растений, а также отходов животноводства (сточные воды животноводческих комплексов, содержащие жидкие и твердые продукты жизнедеятельности, и др.). В воздухе животноводческих помещений содержатся большие количества аммиака, сероводорода, повышенные концентрации углекислого газа, что значительно усиливает атмосферную коррозию оборудования, применяемого в животноводстве.

#### 5.6.5. Количественные критерии оценки коррозии металлов

Основным количественным критерием оценки коррозионных процессов на металлах является *скорость коррозии*, которая выражается в различных единицах. Одной из единиц скорости коррозии  $\rho$  является  $\text{кг}/(\text{м}^2 \cdot \text{ч})$  [вместо кг можно использовать г; вместо  $\text{м}^2$  —  $\text{см}^2$  или  $\text{дм}^2$ , а вместо часа — сутки (это зависит от абсолютных величин скорости и задач исследования)].

*Скорость коррозии* можно определять как потерю массы для случаев, когда продукты коррозии легко отделяются от пораженного объекта, либо как прирост массы объекта, если продукты коррозии по каким-то причинам практически невозможно отделить от изучаемого объекта:

$$\rho = \Delta m / (S t), \quad (5.5)$$

где  $\rho$  — скорость коррозии;  $\Delta m$  — изменение массы;  $S$  — поверхность;  $t$  — время в соответствующих единицах. При необходимости в формулу вводятся нужные коэффициенты для пересчета в единую систему единиц.

Скорость коррозии можно выражать в  $\text{мм}/(\text{м}^2 \cdot \text{год})$ , т. е. рассчитывают объем металла, превратившегося в продукты корро-

зии за год на 1 м<sup>2</sup> поверхности. Следует отметить, что характеристика коррозии по изменению массы образцов далеко не всегда является достаточной. Бывают случаи, когда потеря (увеличение) массы объекта невелика, а он потерял все свои полезные физико-механические свойства (например, прочность) за счет питтинговой коррозии. Поэтому, наряду с измерениями масс (гравитационные исследования), необходимо производить и визуальную оценку состояния корродирующего объекта.

Степень влияния различных факторов на скорость коррозии оценивают с помощью разных показателей, важнейшими среди которых являются защитный (ингибиторный) эффект ( $\gamma$ , раз) и защитное действие ( $z$ , %), которые рассчитывают по формулам

$$\gamma = \rho / \rho_0; \quad (5.6)$$

$$z = [(\rho - \rho_0) \cdot 100] / \rho_0, \quad (5.7)$$

где  $\rho$  — скорость коррозии в среде с добавками (в отсутствие воздействующего фактора);  $\rho_0$  — скорость коррозии в среде без добавок.

### 5.6.6. Защита металлов от коррозии

Коррозия наносит большой ущерб хозяйственной деятельности человека, что делает необходимым разработку способов защиты металлов и изделий из них от коррозии. Условия, в которых происходят коррозионные процессы, крайне разнообразны, поэтому нет универсального способа защиты металлов. Применимость метода защиты обосновывается его доступностью, экономической эффективностью и др. Различают несколько направлений в борьбе с коррозией металлов.

**1. Создание материалов или сплавов, устойчивых к коррозии в данной среде.** Известно, что при эксплуатации стальные трубы в водопроводной сети подвергаются коррозии. В некоторых узлах стальные детали можно заменить деталями, изготовленными из полиэтилена, который в данных условиях устойчив и т. д. Но этот метод далеко не всегда применим, так как коррозионноустойчивый материал может быть либо дорогим, либо редким.

**2. Изменение состава агрессивной среды.** Суть этого направления состоит в том, что в среду добавляют вещества, изменяющие ее агрессивность, или эту среду меняют целиком.

В этом аспекте интересно применение *ингибиторов* коррозии.

**Ингибиторы** — вещества, введение небольших количеств которых значительно уменьшает скорость коррозии, не ухудшая или улучшая физико-механические свойства металлов или их сплавов.

Ингибиторы иначе называют *замедлителями*. Замедлители коррозии вводят в агрессивную среду в небольших количествах. В настоящее время изучено большое число химических соединений в качестве ингибиторов коррозии металлических изделий и



конструкций. Было показано, что сильно уменьшать скорость разрушения металлов могут как отдельные вещества, так и смеси веществ. Так, нитрит натрия, дихромат калия и пикриновая кислота значительно уменьшают коррозию стали в водных растворах хлорида натрия. Но полного уменьшения коррозии они не вызывают. Если в агрессивную среду ввести смесь дихромата калия и ализаринового масла, то коррозия прекращается практически полностью.

По воздействию на скорость коррозии ингибиторы подразделяют на группы. Одной из важнейших групп замедлителей коррозии являются **пассиваторы**, переводящие металл в пассивное состояние. К ним относится нитрит натрия при его воздействии на коррозию стали в бетонах. Существуют и **ингибиторы адсорбционного** действия, например ализариновое масло. Они тормозят коррозию за счет адсорбции на поверхности металла. Используют и другие классы ингибиторов. Применение ингибиторов экономически выгодно, но не всегда возможно, особенно когда они из конструкции могут переходить в окружающую среду, загрязняя ее: их применяют в замкнутых системах.

**3. Изоляция поверхности металла от окружающей среды.** Это направление находит наиболее широкое применение. Оно основано на том, что на поверхность металлического изделия наносят вещество, защищающее его от коррозии. Методы изоляции поверхности металлов сложны и многообразны.

**3.1. Физические методы.** Поверхность металла защищают смазками, лаками, красками, эмалями, полимерными покрытиями и металлами. Нанесение одного металла на поверхность другого методом распыления называется **металлизацией**. Так анализируют металлические конструкции (наносит расплав алюминия) и т. д.

**3.2. Физико-химические методы.** Поверхность защищаемого металла покрывают другим металлом путем электролиза. Так осуществляют меднение, хромирование, цинкование, лужение (покрытие оловом), никелирование и др.

Металлические покрытия бывают анодными и катодными.

**Анодными** называются металлические покрытия в случае, если основной металл покрывают более активным металлом.

Им является цинковая пленка на железе (*почему?*). При нарушении целостности покрытия конструкция не будет разрушаться до тех пор, пока полностью не разрушится слой цинка (*почему?*).

**Катодными** называются покрытия, если основной металл изолируют менее активным металлом.

Им является пленка олова на стали (такую сталь называют *луженой*). В этом случае эффективная защита реализуется только до тех пор, пока покрытие не нарушено. В случае появления дефектов в покрытии начинается усиленная коррозия основного металла.

**3.3. Химические методы изоляции металлов.** При этом защитная пленка формируется за счет химических процессов, к которым относят фосфатирование, оксидирование и др.

**Оксидирование** — получение защитных пленок, состоящих из оксидов за счет окисления поверхности металлов различными окислителями (кислородом, хроматами и др.).

Примером оксидирования является получение вороненой стали.

**Фосфатирование** — получение защитных фосфатных пленок при взаимодействии металлов с кислыми фосфатами цинка или марганца(II).

Фосфатирование чистой фосфорной кислотой не производят, так как в этом случае происходит сильное растравливание поверхности металла и эффективных защитных пленок не получается. В большинстве случаев оксидные и фосфатные пленки малоэффективны, поэтому фосфатирование и оксидирование применяют для защиты металлов либо в межоперационный период изготовления конструкций, либо в период подготовки поверхности металла перед нанесением других покрытий. Эффективность фосфатирования резко возрастает, если в состав фосфатной пленки ввести ингибиторы коррозии металлов. Так, введение в состав фосфатных пленок комплексонов, нитрита натрия, дихромата калия и пикриновой кислоты в десятки раз увеличивает защитные свойства получаемых покрытий.

**3.4. Смешанные методы формирования защитных пленок.** Сущность этого метода состоит в том, что сначала защитная пленка формируется химическим методом (оксидированием и фосфатированием), а затем на нее наносят краски, лаки, смазки (в этом случае фосфатирование используется как способ подготовки поверхности). Применение фосфатирования эффективно потому, что нет необходимости удалять ржавчину механическим путем — она преобразуется в соединения, создающие защитную пленку. Кроме того, фосфатированная поверхность способствует более прочному соединению (адгезии) лакокрасочного покрытия с металлом. Если в состав фосфатной пленки ввести ингибитор, то эффективность смешанного покрытия значительно возрастет.

**4. Электрохимическая защита и использование протекторов.** **Электрохимическая защита** металлических конструкций состоит в их поляризации катодным или анодным током. Различают катодную и анодную защиту.

**Катодная защита** — поляризация конструкции катодным током: на конструкцию от внешнего источника подают потенциал более отрицательный, чем стационарный для металла.

В случае применения катодной защиты конструкция играет роль катода и не подвергается коррозионному разрушению. Недостатком этого метода является возможность выделения молекулярного водо-

рода, который может раствориться в металле и привести к сильному уменьшению его прочности (за счет водородного растрескивания).

**Анодная защита** — поляризация конструкции анодным током.

На защищаемый металл подается потенциал более положительный, чем стационарный потенциал его коррозии. Анодная защита не имеет недостатков, присущих катодной защите, но ее можно применять только для металлов, способных к пассивации в данных условиях. Кроме того, необходимо строго следить за величиной подаваемого потенциала, так как металл может перейти в транспассивное (коррозионно-активное) состояние.

**Протектор** — более активный металл, чем металл конструкции, присоединенный к ней проводником; материал протектора является анодом, а конструкции — катодом; пока протектор не разрушится, конструкция не будет подвергаться коррозии.

Роль протектора играет кусок цинка (анод), соединенный с корпусом судна (катод). Применение протекторов аналогично катодной защите.

В агротехническом комплексе применяются практически все направления и способы защиты металлического сельскохозяйственного оборудования, но в разной степени. Применение разнообразных способов антикоррозионной защиты делает более эффективной экономику сельскохозяйственного производства, позволяет снизить негативное воздействие деятельности человека на природные экологические процессы.

#### **5.6.7. Влияние коррозии в агротехническом комплексе и особенности охраны природы в нем**

Продукты коррозии загрязняют продукцию сельского хозяйства и окружающую среду. Производственная деятельность, связанная с защитой металлических конструкций, машин и оборудования, применяемого в сельском хозяйстве, может загрязнять окружающую среду. Ингибиторы коррозии, попадая в среду обитания животных и растений, могут оказывать на разные организмы, включая человека, негативное воздействие. Получение положительного экономического эффекта от применения методов защиты от коррозии сопровождается загрязнением среды обитания живых существ, и этот эффект может быть большим, чем полученные экономические выгоды. Это необходимо учитывать при разработке и применении методов защиты от коррозии.

На современном этапе развития цивилизации необходимо учитывать то, что в связи с интенсификацией хозяйственной деятельности, в том числе и в сфере сельского хозяйства, появляются новые виды коррозионных поражений за счет попадания в

окружающую среду несвойственных ей химических соединений. Возникает цепочка процессов:

Деятельность человека → Нарушение экологического равновесия → Интенсификация коррозии металлических изделий и оборудования → Загрязнение среды продуктами коррозии → Интенсификация добычи металлических руд и производства металлов → Интенсификация выбросов пыли и газообразных загрязнителей с высокой коррозионной активностью → Новая, более сильная интенсификация коррозии → ...

Эта цепочка бесконечна. Она является одной из причин усиления экологического кризиса биосферы. Для прекращения нарастания коррозионных процессов необходима разработка комплекса мероприятий, позволяющих максимально минимизировать поступление различных загрязнителей в природную окружающую среду с тем, чтобы она была менее агрессивной по отношению к коррозии металлов и изделий из них. Необходимо разрабатывать экологически целесообразные способы борьбы с коррозией. Антикоррозионные мероприятия необходимо сочетать с системой мероприятий, оптимизирующих производственную деятельность на любых производствах, в том числе и сельскохозяйственных. Необходимо учитывать то обстоятельство, что затраты на природоохранные мероприятия окупятся за счет повышения качества окружающей среды, уровня здоровья людей и качества получаемой экологически чистой продукции.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, почему коррозию относят к окислительно-восстановительным процессам; приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих роль коррозии в сельскохозяйственном производстве.

2. Назовите известные вам виды коррозии металлических изделий по характеру коррозионных поражений; приведите соответствующие примеры.

3. Поясните, чем электрохимическая коррозия отличается от химической коррозии; приведите примеры этих видов коррозии.

4. Рассчитайте массу железа, превратившегося в продукты коррозии, если скорость коррозии составляет  $1,1 \text{ мм}/(\text{м}^2 \cdot \text{год})$  на поверхности конструкции в  $1000 \text{ м}^2$  в течение 5 лет, если плотность железа —  $7,8 \text{ г/см}^3$ .  
*Ответ:* 42,9 г.

5. Докажите необходимость разработки мер по защите металлических изделий от коррозии.

6. Назовите важнейшие известные вам направления защиты металлов от коррозии; приведите соответствующие примеры.

7. Приведите два примера коррозии сельскохозяйственного оборудования и порекомендуйте средства защиты от коррозии для конкретных ситуаций.

8. Поясните на двух обоснованных примерах воздействие коррозии на природные экологические процессы.

# КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА КЛАССОВ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ, ПРИМЕНЯЕМЫХ В АГРОТЕХНИЧЕСКОМ КОМПЛЕКСЕ

## Глава 6

## УГЛЕВОДОРОДЫ И ИХ ГАЛОГЕНОПРОИЗВОДНЫЕ, ПРИМЕНЯЕМЫЕ В АГРОТЕХНИЧЕСКОМ КОМПЛЕКСЕ

### 6.1. Характеристика углеводов и их роль в сельском хозяйстве

Вещества, содержащие углерод, называются *органическими* (кроме углерода, его оксидов, угольной кислоты, ее солей и некоторых других углеродсодержащих веществ).

Углеводороды — самые простые (по составу) органические вещества. Генетически углеводороды являются базисными органическими соединениями, из которых образовались органические вещества многих классов органических соединений. Поэтому для органических веществ справедливо определение: углеводороды и их производные называются *органическими веществами*.

Вещества, молекулы которых состоят из углерода и водорода, называются *углеводородами*.

В углеводородах углерод содержится в трех валентных состояниях, определяемых типом гибридизации валентных электронных облаков атома углерода. Тип гибридизации связан с числом связей, возникающих между атомами углерода.

Если связи одинарные, то валентные электронные облака атома углерода находятся в  $sp^3$ -гибридном состоянии. Молекула наиболее простого углеводорода метана представляет собой тетраэдр, а молекулы его гомологов — пространственное сочетание тетраэдров. Это *первое валентное* состояние углерода.

Если между атомами углерода реализуется двойная связь, то по ее месту валентные электронные облака гибридизируются по типу  $sp^2$ -гибридизации. В этом месте молекулы возникает плоская структура равностороннего треугольника. Так, молекула этилена является плоской треугольной структурой. В молекулах

гомологов этилена по месту двойной связи реализуется плоская треугольная структура, а в радикалах, где связи одинарные, осуществляется первое валентное состояние углерода. Валентное состояние, при котором в атоме углерода реализуется  $sp^2$ -гибридизация, называется *вторым валентным* состоянием.

Если между атомами углерода реализуется тройная связь, то по ее месту валентные электронные облака гибридизируются по типу  $sp$ -гибридизации. В этом месте молекулы возникает линейная структура. Так, молекула ацетилен имеет линейную структуру. В молекулах алкинов по месту тройной связи реализуется линейная структура, а в радикалах, где связи одинарные, осуществляется первое валентное состояние углерода. Валентное состояние, при котором в атоме углерода реализуется  $sp$ -гибридизация, называется *третьим валентным* состоянием.

Углеводороды весьма многообразны и образуют несколько классов химических соединений. По наличию кратных связей их подразделяют на предельные и непредельные, а по наличию замкнутых (циклических) структур — на открытоцепные и циклические. Наличие ароматического кольца позволяет выделить особый класс углеводородов — арены.

Рассмотрим наиболее важные классы углеводородов.

**1. Алканы (предельные углеводороды с открытой цепью или парафины).** Общая формула алканов  $C_nH_{2n+2}$ . Они образуют гомологический ряд:

1.  $CH_4$  — метан.
2.  $C_2H_6$  или  $CH_3CH_3$  — этан.
3.  $C_3H_8$  или  $CH_3CH_2CH_3$  — пропан.
4.  $C_4H_{10}$  или  $CH_3(CH_2)_2CH_3$  — *n*-бутан и др.

Известен гомолог метана, содержащий 70 атомов углерода. Наибольшее практическое значение имеет метан.

Алканы *не обесцвечивают* бромную воду и раствор перманганата калия — это *характерная реакция на предельность*.

**2. Алкены (непредельные углеводороды с одной двойной связью или олефины).** Общая формула алкенов  $C_nH_{2n}$ . В их молекулах, кроме сигма-связи, осуществляется одна пи-связь. Номенклатура алкенов является производной от номенклатуры алканов, при этом в названии алкана окончание *-ан* заменяют на *-ен*: пропан — пропиен.

Гомологический ряд начинается с этилена:

1.  $C_2H_4$  ( $CH_2=CH_2$ ) — этилен (этен).
2.  $C_3H_6$  ( $CH_2=CH-CH_3$ ) — пропиен (пропилен).
3.  $C_4H_8$  ( $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ ) — бутен-1 (бутилены) (эмпирические формулы типа  $C_4H_8$  и с большим числом атомов угле-

рода не позволяют правильно определить название углеводорода, так как это могут быть и циклопарафины и др.

Алкены горят, разлагаются, вступают в реакции присоединения [с  $H_2$  (гидрогенизация), с  $H_2O$  (гидратация), с галогеноводородами], полимеризации.

3. **Алкины (непредельные углеводороды с одной тройной связью — ацетиленовые углеводороды).** Общая формула алкинов  $C_nH_{2n-2}$ . Они — межклассовые изомеры диеновых углеводородов. В их молекулах, кроме сигма-связи, осуществляются две пи-связи, объединяющие два атома углерода (они связаны тройной связью  $[-C\equiv C-]$ ). Номенклатура алкинов: в названии алкана окончание **-ан** заменяют на **-ин**: пропан — пропин.

Гомологический ряд начинается с ацетилена:

1.  $C_2H_2$  ( $CH\equiv CH$ ) — ацетилен (этин).

2.  $C_3H_4$  ( $CH\equiv C-CH_3$ ) — пропин (пропилиден).

3.  $C_4H_6$  ( $CH\equiv C-CH_2-CH_3$ ) — бутин-1 (эмпирические формулы типа  $C_4H_8$  и с бóльшим числом атомов углерода не позволяют правильно определить название углеводорода, так как это могут быть и циклоалкены и др.).

Наибольшее практическое значение имеет ацетилен. Он горит, разлагается, вступает в реакции присоединения водорода, галогенов, галогеноводородов, воды (реакция Кучерова), полимеризации (димеризации и тримеризации), реакции замещения с образованием ацетиленидов и др.

4. **Алкандиены (непредельные углеводороды с двумя двойными связями).**

**Диеновыми** называются углеводороды, молекулы которых содержат две двойные связи.

В деятельности человека наибольшее значение имеют *сопряженные* диеновые углеводороды и их производные, так как из них можно получить каучуки и резины. Наибольшее значение имеют:

1.  $CH_2=CH-CH=CH_2$  — бутadiен-1,3 (дивинил).

2.  $CH_2=C(CH_3)-CH=CH_2$  — изопрен (2-метилбутadiен-1,3).

3.  $CH_2=CCl-CH=CH_2$  — хлоропрен (2-хлорбутadiен-1,3).

Алкандиены горят, разлагаются, вступают в реакции присоединения и полимеризуются (*сопряженные* алкандиены образуют каучуки).

5. **Ароматические углеводороды (арены).** Вещества, содержащие в своем составе «бензольное ядро» (циклическую систему с тремя сопряженными двойными связями, легко преобразующуюся в циклический «гексет» пи-сопряженных электронов), называются ароматическими соединениями; если они состоят только из C и H, то они являются ароматическими углеводородами (ароматическими могут быть и вещества, относящиеся к другим классам органических соединений).

Ароматические углеводы образуют гомологический ряд, начинающийся с бензола.

1.  $C_6H_6$  или  $(CH)_6$  — бензол [формула  $(CH)_6$  более точно отражает принадлежность данного вещества к ароматическим соединениям, так как показывает цикл, состоящий из шести групп  $CH$ , а формуле  $C_6H_6$  могут соответствовать открытоцепные сильно неперелые углеводороды].

2.  $C_6H_5CH_3$  — метилбензол (толуол).

3.  $C_6H_5C_2H_5$  — этилбензол; этому веществу соответствуют три изомера — диметилбензолы (крезолы), отличающиеся друг от друга взаимным расположением метильных радикалов (*орто*-, *мета*- и *пара*-диметилбензолы)  $C_6H_4(CH_3)_2$ . Известны и другие гомологи бензола.

Арены горят и разлагаются. Их специфической особенностью является то, что они в зависимости от условий могут вступать и в реакции *замещения* (как перелые углеводороды), и в реакции *присоединения* (как неперелые углеводороды); для них характерны и другие свойства.

Углеводороды находят широкое применение на предприятиях агротехнического комплекса. Метан и его низкомолекулярные гомологи (до  $C_4$ ) используются в качестве горючего. Кроме этого, эти вещества являются сырьем для получения других органических соединений, применяющихся в этой сфере хозяйственной деятельности. В частности, из метана получают ацетилен, являющийся сырьем для получения большого числа химических соединений. Из ацетилена можно получить бензол, различные галогенопроизводные, уксусную кислоту и другие органические вещества, находящие широкое применение в сельском хозяйстве. Из метана через ацетилен можно получить винилацетилен, который является сырьем для получения дивинила, а из него получают дивиниловый каучук, а каучуки являются сырьем для получения резины, без которой невозможна работа многих сельскохозяйственных машин. Смесь природных углеводородов образует нефть, из которой получают различные нефтепродукты, являющиеся горюче-смазочными материалами, без которых невозможна работа сельскохозяйственных машин.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, чем органические вещества отличаются от неорганических, и докажите, что углеводороды являются органическими соединениями.

2. Назовите различные классы углеводородов, исходя из: а) наличия кратных связей; б) наличия циклических группировок; приведите примеры.

3. Поясните, чем парафины отличаются от ацетиленовых углеводородов, и приведите по одному обоснованному примеру их применения в сельском хозяйстве.



4. Рассмотрите цепь превращений от метана до бутадиенового каучука и приведите обоснованные примеры применения веществ, приведенных в этой цепи, на предприятиях агротехнического комплекса.

## 6.2. Роль галогенопроизводных углеводов в агротехническом комплексе

Вещества, содержащие углерод, водород и галогены, называются галогенопроизводными углеводов. Эти вещества многообразны и классифицируются по характеру углеводородного радикала, по числу атомов галогенов в молекуле, по наличию циклических группировок, по тому, атомы каких галогенов входят в состав этих веществ. Рассмотрим некоторые из этих классификаций.

1. **По числу атомов галогенов.** Эти вещества подразделяют на:

1.1. **Моногалогенопроизводные** (в молекуле содержится один атом), например,  $\text{CH}_3\text{Cl}$  — хлорметан (хлористый метил).

1.2. **Дигалогенопроизводные:**  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  — дихлорметан (хлористый метилен).

1.3. **Тригалогенопроизводные:**  $\text{CHCl}_3$  — трихлорметан (хлороформ).

1.4. **Тетрагалогенопроизводные:**  $\text{CCl}_4$  — тетрахлорметан (четыреххлористый углерод).

Группы 1.2—1.4 называют **полигалогенопроизводными**. В молекулах галогенопроизводных может содержаться и большее число атомов галогенов. Так, молекула гексахлорана (1,2,3,4,5,6-гексахлорциклогексана) содержит шесть атомов хлора.

2. **По характеру углеводородного радикала.** По этому признаку выделяют:

2.1. **Предельные** галогенопроизводные (хлорметан).

2.2. **Непредельные** галогенопроизводные, например винилхлорид (хлорвинил, хлорэтен)  $\text{CH}_2=\text{C}(\text{Cl})\text{H}$  (см. выше) [непредельные галогенопроизводные могут быть производными алкенов, алкинов, диеновых (хлоропрен) и других классов непредельных углеводов].

2.3. **Ароматические** галогенопроизводные, например хлорбензол  $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$  и т. д.

Исходя из вида атомов галогенов, выделяют хлоро-, бром-, фторо- и иодогалогены. Здесь рассмотрены хлоропроизводные. В производственной деятельности находят применение смешанные галогенопроизводные, например дихлордифторметан  $\text{CF}_2\text{Cl}_2$  (фреон-12), который применяется как хладагент в холодильной технике.

Галогенопроизводные углеводов горят, разлагаются, вступают в реакции по радикалу, а также омыляются щелочами или гидролизуются (свойства, связанные с наличием атомов галогенов) и обладают другими свойствами. Они широко применяются в сель-

ском хозяйстве. Эти соединения токсичны для животных, поэтому их используют в качестве пестицидов для борьбы с вредителями сельскохозяйственных растений и для других целей. Фреоны находят применение как хладагенты в холодильной технике, используемой и на предприятиях агротехнического комплекса. Многие галогенопроизводные являются хорошими растворителями, что позволяет применять их при работе с сельскохозяйственной техникой. Учитывая высокую токсичность и трудность разрушения этих соединений, при работе с ними следует соблюдать большую осторожность и не допускать их попадания в окружающую среду.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, что такое галогенопроизводные углеводов, приведите три примера таких соединений.
2. Поясните, чем предельные галогенопроизводные отличаются от:  
а) ароматических; б) непредельных; приведите примеры этих веществ.
3. Назовите свойство, на котором основано применение галогенопроизводных в качестве пестицидов.
4. Приведите два обоснованных примера использования галогенов в сельском хозяйстве.

## **Глава 7**

### **РОЛЬ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ, СОДЕРЖАЩИХ ФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ ГРУППЫ, В АГРОТЕХНИЧЕСКОМ КОМПЛЕКСЕ**

#### **7.1. Характеристика органических веществ с кислородсодержащими функциональными группами. Их значение в агротехническом комплексе**

Группы атомов, определяющие химические функции данного класса органических веществ, называются *функциональными группами*.

В составе органических веществ содержатся группы: гидроксогруппа —ОН, карбонильная =СО, карбоксильная —СООН и др. По характеру функциональных групп и их сочетанию органические вещества подразделяют на большое число классов, важнейшие из которых рассмотрены ниже.

##### **7.1.1. Спирты**

Органические вещества, содержащие в своем составе гидроксогруппу, связанную с углеводородным радикалом (кроме фенола), называются *спиртами*.

Существует несколько классификаций спиртов. Рассмотрим наиболее важные из них.

1. **По числу групп ОН в молекуле.** Среди этих спиртов наибольшее практическое значение имеют:

1.1. **Одноатомные** спирты, например  $\text{CH}_3\text{OH}$  — метанол.

1.2. **Двухатомные** спирты, например  $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$  — этиленгликоль (1,2-диоксизтан).

1.3. **Трехатомные** спирты, такие, например, как глицерин  $\text{CH}_2\text{OHCH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH}$  или 1,2,3-триокси-пропан и др. Двух- и трехатомные спирты относятся к полиатомным спиртам. Существуют спирты и большей атомности.

2. **По характеру углеводородного радикала.** Среди этих классов спиртов следует отметить:

2.1. **Предельные** спирты, например метанол, этиленгликоль, глицерин.

2.2. **Непредельные** спирты, например  $\text{CH}_2=\text{CH}(\text{OH})$  — вилиновый (неустойчивый, легко изомеризуется в ацетальдегид);  $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{OH}$  — 3-оксипропен-1 (достаточно устойчив, таутомеризации не подвергается). Непредельные спирты могут содержать и тройную связь, или несколько двойных связей, или двойные и тройные связи одновременно.

2.3. **Ароматические** спирты содержат бензольное ядро, но группа ОН не связана с ним:  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$  — бензиловый спирт.

Существуют и другие классификации спиртов. В практической деятельности человека, в том числе и в сельском хозяйстве, наибольшее значение имеют этанол и метанол, относящиеся к предельным одноатомным спиртам, а также этиленгликоль и глицерин.

Необходимо отметить, что химические свойства этанола весьма многообразны: он горит, разлагается, подвергается частичной и полной дегидратации, дегидрогенизации, совместной дегидратации и дегидрогенизации, этерификации, окислению до ацетальдегида, вступает в реакцию с щелочами (для абсолютного спирта), взаимодействует с галогеноводородами. Многообразие свойств этанола обуславливает широкое его применение. Он входит в состав продуктов сельского хозяйства, его применяют при эксплуатации сельскохозяйственной техники, при лечении сельскохозяйственных животных и т. д. Этиленгликоль используют как антифриз, необходимый для эксплуатации сельскохозяйственных машин при низких температурах. Глицерин — одно из химических соединений, необходимых для образования жиров (глицеридов) в организмах растений и животных, включая человека. Глицерин получается в результате переваривания пищи организмами животных, он же необходим и для синтеза собственных жиров данного организма.

### 7.1.2. Фенолы

**Фенолами** называются вещества, содержащие гидроксогруппу, связанную непосредственно с бензольным ядром.

Наибольшее значение имеет карболовая кислота или фенол — соединение, в котором одна гидроксогруппа связана с радикалом фенолом  $C_6H_5OH$ . Фенол разлагается, горит в определенных условиях, за счет поляризации связи  $H-O-$  бензольным ядром проявляет свойства слабой одноосновной кислоты, вступает в реакции замещения (при обычных условиях), присоединения (под воздействием температур и катализаторов) и поликонденсации с альдегидами [при реакции с формальдегидом получают различные фенолоформальдегидные смолы — новолачные, резольные, резитные (резитольные)].

Карболовая кислота ядовита для животных, включая человека. Это свойство применяется в овцеводстве для борьбы с насекомыми-паразитами овец. Полимеры на основе фенолоальдегидных смол используются в сельском строительстве.

### 7.1.3. Альдегиды

Вещества, относящиеся к альдегидам и кетонам, являются межклассовыми изомерами относительно друг друга, так как в их состав входит карбонильная функциональная группа  $=C=O$ .

**Альдегиды** — это органические вещества, содержащие альдегидную функциональную группу  $-CHO$  ( $-C=O$ ), связанную с углеводородным радикалом.

В альдегидах *карбонильная группа* связана с *атомом водорода* и *радикалом*. Альдегиды (по характеру углеводородного радикала) подразделяются на предельные ( $CH_3CHO$  — этаналь), непредельные ( $CH_2=CH-CHO$  — акролеин) и ароматические ( $C_6H_5CHO$  — бензиловый альдегид) и др. Альдегиды горят, разлагаются, легко окисляются в «мягких» условиях (небольшое нагревание), вступают в реакции присоединения (с  $H_2$ ,  $HCN$  и др.); формальдегид реагирует с фенолом (карболовой кислотой) — поликонденсация. Возможны и другие свойства. Наибольшее практическое значение имеют муравьиный (формальдегид) и уксусный (этаналь) альдегиды. Формальдегид обладает антисептическими свойствами, поэтому применяется при обработке продуктов животноводства.

### 7.1.4. Карбоновые кислоты

Органические вещества, содержащие карбоксильную группу, связанную с углеводородным радикалом, называются **карбоновыми кислотами**.

Эти вещества крайне многообразны и классифицируются по разным признакам. Рассмотрим некоторые из этих классификаций органических кислот.

### 1. По числу карбоксильных групп.

1.1. *Одноосновные (монокарбоновые)* (в молекуле содержится одна группа  $-\text{COOH}$ ), например  $\text{CH}_3\text{COOH}$  — уксусная кислота.

1.2. *Двухосновные (дикарбоновые)* (в молекуле содержится две группы  $-\text{COOH}$ ):  $\text{HOOC}-\text{COOH}$  или  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  — щавелевая кислота;  $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$  — янтарная кислота.

Есть кислоты и большей основности.

2. По характеру углеводородного радикала. Их подразделяют на следующие классы:

2.1. *Предельные* — карбоксильная группа связана с предельным углеводородным радикалом ( $\text{CH}_3\text{COOH}$  — уксусная кислота).

2.2. *Непредельные* — карбоксильная группа связана с непредельным углеводородным радикалом: олеиновая кислота  $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ , или  $(\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$  и др.

2.3. *Ароматические* — карбоксильная группа связана с бензольным ядром или содержится в структуре молекулы, например  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  — бензойная кислота.

2.4. *Алициклические* — в молекуле кислоты имеется циклическая группировка ( $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{COOH}$  — циклогексильная кислота).

Кислоты групп 2.1–2.4 могут быть как одно-, так и многоосновными. Общая формула карбоновых кислот  $\text{R}-\text{COOH}$ .

В природе и жизнедеятельности человека (в частности, в сельском хозяйстве) большое значение имеют предельные одноосновные карбоновые кислоты, называемые также алифатическими и жирными (многие из них получают гидролизом жиров, откуда и название этого гомологического ряда).

Их общая формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ .

Для сельскохозяйственного производства наибольшее значение имеют *муравьиная* (метановая)  $\text{HCOOH}$ ; *уксусная* (этановая)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; *масляная* (бутановая)  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$ ; *изомасляная* (2-метилпропановая, изобутановая)  $(\text{CH}_3)_2\text{CHCOOH}$ ; *пальмитиновая* (гексадекановая)  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$  ( $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ ); *стеариновая* (октадекановая)  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$  ( $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$ ) кислоты.

Химические свойства кислот определяются как особенностями карбоксильной группы, так и характером углеводородного радикала. С особенностями группы  $-\text{COOH}$  связаны собственно кислотные свойства, возможность взаимодействовать со спиртами, вступать в реакции дегидратации и поликонденсации. Карбоновые кислоты горят, разлагаются, диссоциируют (они, как правило, слабые электролиты); реагируют с металлами, основа-

ниями, солями более слабых кислот, со спиртами (реакция этерификации) и проявляют другие свойства.

Органические кислоты имеют большое значение в агротехническом комплексе. Они образуются при гидролизе жиров в процессе переваривания пищи, вступают в метаболизм растительных и животных организмов. Их добавляют в корма для сельскохозяйственных животных с целью повышения их пищевой ценности (уксусная кислота и др.) и т. д.

### 7.1.5. Сложные эфиры

Органические вещества, являющиеся продуктами взаимодействия спирта и кислоты (реакции этерификации), называются *сложными эфирами*.

Общая формула сложных эфиров  $R_1COOR_2$ , или  $R_2OOCR_1$ , где  $R$  — углеводородный радикал; эти радикалы могут быть предельными, непредельными и ароматическими.

К сложным эфирам относятся и жиры, но они имеют свою специфику, поэтому выделяются в отдельный класс органических веществ.

Особым химическим свойством, присущим сложным эфирам, является их гидролиз. Они, как и все органические вещества, горят, разлагаются и проявляют свойства, связанные с характером углеводородного радикала.

Собственно сложные эфиры являются ароматическими веществами. Они образуются в культурных растениях и являются продуктами сельскохозяйственного производства, а также сырьем для парфюмерной промышленности.

### 7.1.6. Жиры

Особая группа сложных эфиров, образующих *биоорганические* вещества, являющиеся продуктом взаимодействия жирных кислот и особых спиртов, в частности глицерина, называется *жирами*.

Наиболее важными жирами являются *глицериды* — продукты взаимодействия глицерина и жирных кислот. Общая формула триглицеридов  $R_1COOCH_2CH(OOCR_2)CH_2OOCR_3$ , где  $R_{1,2,3}$  — радикалы; они могут быть как одинаковыми, так и разными в одной молекуле. Пример жиров — тристеарин  $C_{17}H_{35}COOCH_2CH(OOCC_{17}H_{35})CH_2OOCC_{17}H_{35}$ .

По физическим свойствам различают *жидкие* (триолеин и др.) и *твердые* (тристеарин и др.) жиры, а по характеру углеводородного радикала — *предельные*, *непредельные* и *смешанные*. Предельные жиры — *твердые*, а непредельные — *жидкие*.

Жиры подвергаются гидролизу, горят, разлагаются, могут вступать в реакции присоединения (гидрогенизации и др.), по-

лимеризации; непредельные жиры, например триолеин, проявляют и другие свойства.

Роль жиров в сельском хозяйстве трудно переоценить. Они являются одной из важнейших групп биоорганических веществ, без них невозможно существование живых организмов, в которых они выполняют структурную, защитную, запасную, энергетическую и другие функции. Для животных, включая человека, жиры являются продуктом питания как самостоятельно, так и в составе смесей органических веществ. Жиры являются одним из видов продукции сельскохозяйственного производства (растительные и животные жиры и др.).

### 7.1.7. Углеводы

Сложные биоорганические вещества, состоящие из атомов углерода, водорода и кислорода, имеющие в большинстве своем (кроме дезоксирибозы) общую формулу  $C_n(H_2O)_m$ , называются **углеводами** [ $n$  может быть больше (у ди- и полисахаридов) или равно  $m$  (у моносахаридов)].

Углеводы имеют сложную классификацию. Их изомеры часто принадлежат к разным классам углеводов. Так, формулу  $C_6H_{12}O_6$  имеют и **кетозы**, и **альдозы**. По своей химической природе углеводы являются **многофункциональными** соединениями, так как в их молекулах содержится два вида функциональных групп:  $-OH$  и  $-CHO$  или  $=C=O$ .

**Альдозы** — углеводы, являющиеся многоатомными спиртоальдегидами; они содержат несколько групп  $-OH$  (как многоатомные спирты) и одну альдегидную группу  $-CHO$  (как альдегиды). Отсюда и название — **альдозы**. К ним относят различные разновидности рибоз, глюкоз (открытоцепную, циклическую фуранозную и пиранозную формы, альфа-глюкозу, бета-глюкозу), манноз и т. д.

**Кетозы** — углеводы, являющиеся многоатомными спиртокетонами; они содержат несколько групп  $-OH$  (как многоатомные спирты) и одну карбонильную группу  $=C=O$  (как кетоны). Отсюда и название — **кетозы**. К ним относят различные разновидности фруктоз, сорбоз и т. д.

Известно несколько классификаций углеводов.

1. По степени конденсации. Их подразделяют на:

1.1. **Моносахариды** — неконденсированные углеводы, имеющие общую формулу  $C_n(H_2O)_n$  (кроме дезоксирибозы); к ним относят тетразы, пентозы, гексозы и т. д.

1.2. **Дисахариды** — продукты диконденсации моносахаридов (взаимодействуют две молекулы моносахаридов). К ним относят сахарозу или свекловичный (тростниковый) сахар  $C_{12}H_{22}O_{11}$  (невосстанавливающий сахар), целлобиозу (восстанавливающий сахар, эмпирическая формула такая же, как и у сахарозы) и др.

1.3. **Полисахариды** — продукты конденсации большого числа молекул моносахарида.

Важнейшими полисахаридами являются крахмал [продукт поликонденсации альфа-глюкозы ( $C_6H_{10}O_5$ )<sub>n</sub>], клетчатка [продукт поликонденсации бета-глюкозы ( $C_6H_{10}O_5$ )<sub>n</sub>].

Известно несколько классификаций моносахаридов.

2. **По числу атомов углерода в молекуле.** Их подразделяют на:

2.1. **Пентозы** (содержат пять атомов углерода): рибоза  $C_5H_{10}O_5$  — альдоза; дезоксирибоза  $C_5H_{10}O_4$  — альдоза.

2.2. **Гексозы** (содержат шесть атомов углерода); глюкоза  $C_6H_{12}O_6$  — альдоза; фруктоза  $C_6H_{12}O_6$  — кетоза и др.

Существуют другие классы углеводов по числу атомов углерода в молекуле (тетрозы и др.).

3. **По наличию циклических группировок.** Их подразделяют на:

3.1. **Ациклические (открытоцепные) моносахариды.**

3.2. **Циклические (замкнутые) моносахариды.** Для моносахаридов характерны и ациклические, и циклические формы, они находятся в динамическом равновесии, особенно для растворенного состояния.

4. **По числу атомов в цикле.** Их подразделяют на:

4.1. **Фуранозные** формы (в цикле содержится пять атомов: один атом кислорода и четыре атома углерода, например фруктофураноза).

4.2. **Пиранозные** формы (в цикле содержится шесть атомов: один атом кислорода и пять атомов углерода, например глюкопираноза). Циклические углеводы являются гетероциклическими соединениями, т. е. в их циклах содержатся атомы разных химических элементов (углерода и кислорода).

5. **По расположению глюкозидного гидроксида.** Циклические формы углеводов подразделяют на:

5.1. **Альфа-формы** (глюкозидный гидроксид находится «под плоскостью» молекулы, например альфа-глюкоза).

5.2. **Бета-формы** (глюкозидный гидроксид находится «над плоскостью» молекулы, например бета-глюкоза).

**Глюкозидным** называется гидроксид, который получается при присоединении атома водорода гидроксогруппы определенного атома углерода к карбонильному кислороду.

6. **По способности моносахаридов смещать плоскость поляризованного луча.** Их подразделяют на:

6.1. **L-Изомеры** (смещают плоскость поляризованного луча вправо), например L-глюкоза.

6.2. **D-Изомеры** (смещают плоскость поляризованного луча влево), например D-глюкоза (левовращающие изомеры являются биологически активными веществами).



Химические свойства моносахаридов весьма многообразны из-за их полифункциональности: они горят (в особых условиях), разлагаются, альдозы легко окисляются в «мягких» условиях [реакция «серебряного зеркала», восстановление гидроксида меди(II)], восстанавливаются водородом, вступают в реакции поликонденсации, проявляют кислотные свойства (реакция с щелочами, металлами и др.).

Полисахариды горят, разлагаются, подвергаются гидролизу, реагируют с кислотами, образуя сложные эфиры, и др.

Углеводы — важнейшая группа биоорганических соединений. В организмах они проявляют многообразные функции: энергетическую, запасную, строительную и др. Это определяет их роль в сельском хозяйстве. Данные вещества синтезируются растениями, а животные употребляют их в качестве пищи в составе различных кормов. Многие углеводы являются продукцией сельского хозяйства (крахмал, сахароза, клетчатка и др.).

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите важнейшие группы классов органических соединений, исходя из разных функциональных групп, содержащих кислород; приведите примеры веществ, принадлежащих к этим классам.

2. Составьте определение понятия «предельные одноатомные спирты», напишите общую формулу этого класса веществ и составьте формулы гомологов этого ряда от метанола до деканола-1.

3. Приведите два обоснованных примера использования спиртов в сельском хозяйстве.

4. Поясните, чем карбонильная группа отличается от альдегидной; напишите формулы метанола и этанола и приведите обоснованные примеры их использования в сельском хозяйстве.

5. Поясните, что такое карбоновые кислоты, приведите названия двух классов карбоновых кислот, а также два обоснованных примера использования этих кислот в сельском хозяйстве.

6. Поясните, почему жиры относят к сложным эфирам, и приведите три обоснованных примера их использования в сельском хозяйстве.

7. Поясните, чем углеводы отличаются от жиров и почему и жиры, и углеводы относят к биоорганическим веществам.

8. Приведите три обоснованных примера использования углеводов в сельском хозяйстве.

## **7.2. Роль органических веществ с азотсодержащими и другими функциональными группами в агротехническом комплексе**

Азотсодержащие функциональные группы многообразны, поэтому многообразны и классы химических соединений, содержащих эти группы. Кроме этого, существует большое число

классов органических веществ, содержащих в своем составе несколько разных функциональных групп, различных по своему составу, например amino- и карбоксильную группы. Рассмотрим некоторые из этих классов органических веществ, имеющих большое значение в сельскохозяйственном производственном комплексе.

### 7.2.1. Амины. Азотистые основания

Органические вещества, содержащие углеводородные радикалы, связанные или с аминогруппой  $\text{—NH}_2$ , или с иминогруппой  $\text{=NH}$ , или с имидогруппой  $\text{—N=}$ , называются **аминами**.

**Амины** — это производные аммиака, в молекулах которого атомы водорода (один или все) заменены углеводородными радикалами.

Амины представляют собой совокупность большого числа классов азотсодержащих веществ. Рассмотрим некоторые из них.

Известны *первичные* (метиламин,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , анилин  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  и др.), *вторичные* (дифениламин  $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$  и др.), *третичные* (триметиламин  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$  и др.), *предельные* (метиламин и др.), *непредельные* (2-аминопропен-1  $\text{CH}_2=\text{CH—CH}_2\text{NH}_2$  и др.), *ароматические* (анилин и др.) амины и т. д.

Амины являются органическими основаниями. Основные свойства связаны с амино-, имино- и имидогруппами, так как они содержат атом азота, у которого имеется валентная пара электронов, способная реагировать с протоном (это определяет нуклеофильность аминов). Поэтому амины взаимодействуют с кислотами, образуя комплексные соли аминов. Они обладают рядом свойств, связанных с особенностями углеводородных радикалов.

Наиболее важным в практическом отношении является анилин, являющийся основой анилиновых красителей.

Большое значение для организмов сельскохозяйственных животных и растений имеют **гетероциклические азотистые основания**, остатки которых входят в состав нуклеиновых кислот. Наиболее важными среди них являются **аденин** (А;  $\text{C}_5\text{N}_5\text{H}_5$ ), **гуанин** (Г;  $\text{C}_5\text{N}_5\text{H}_5\text{O}$ ), **цитозин** (Ц;  $\text{C}_4\text{N}_3\text{H}_5\text{O}$ ), **тимин** (Т;  $\text{C}_5\text{N}_2\text{H}_6\text{O}$ ) и **урацил** (У;  $\text{C}_4\text{N}_2\text{H}_4\text{O}$ ). Урацил, тимин и цитозин являются **пиримидиновыми** основаниями (они — производные **пиримидина**). Тимин от урацила отличается метильным радикалом.

Гуанин и аденин являются **пуриновыми** основаниями (производные **пурина**). Остатки азотистых оснований входят в состав нуклеотидов, из которых при реакции поликонденсации образуются нуклеиновые кислоты.

### 7.2.2. Аминокислоты

Многофункциональные органические вещества, содержащие карбоксильную и аминогруппу, связанные с углеводородным радикалом, называются **аминокислотами**.

Общая формула аминокислот, содержащих по одной группе  $-\text{NH}_2$  и  $-\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_2-\text{R}-\text{COOH}$ .

Аминокислоты многообразны и по классификации, и по свойствам. Наиболее простой является аминокислота (глицин)  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ .

По взаимному расположению amino- и карбоксильной групп аминокислоты подразделяют на альфа-, бета-, гамма-аминокислоты и т. д.

В природе огромное значение имеют природные альфа-аминокислоты, остатки которых образуют первичную структуру белковой молекулы. Таких кислот 22. Их общая формула (удобна для записи первичной структуры молекулы белка)  $\text{NH}_2\text{CH}-\text{COOH}$ .

|  
R

Примеры природных аминокислот:

*глицин*  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ ;

*аланин*  $\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$ ;

*фенилаланин*  $\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5)\text{COOH}$ ;

*тирозин*  $\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{OH})\text{COOH}$ ;

*серин*  $\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{OH})\text{COOH}$ ;

*цистеин*  $\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{SH})\text{COOH}$ ;

*глутаминовая кислота*  $\text{NH}_2\text{CH}[(\text{CH}_2)_2\text{COOH}]\text{COOH}$  и т. д.

Аминокислоты горят, разлагаются, обладают свойствами, обусловленными наличием amino- и карбоксильной групп. Это амфотерные вещества, амфотерность которых связана с наличием двух функциональных групп:  $-\text{NH}_2$  (основная),  $-\text{COOH}$  (кислотная). Они диссоциируют, образуя биполярные ионы, реагируют с кислотами, с щелочами, вступают в реакции поликонденсации и др.

Аминокислоты имеют большое значение в сельском хозяйстве, особенно природные альфа-аминокислоты. Они образуются при переваривании белков в организмах животных. Эти вещества участвуют в процессе биосинтеза белков в любых организмах (растительных, животных). Их используют как добавки к кормам животных, как лекарственные препараты и т. д.

### 7.2.3. Белки

Природные биополимеры, являющиеся продуктами реакции поликонденсации природных альфа-аминокислот, называются **белками**.

Белки — важнейшие биоорганические химические соединения, без которых невозможна жизнь. Они имеют сложную структуру: *первичную* (последовательность расположения остатков аминокислот в полипептидной цепи), *вторичную* (пространственное расположение полипептидной цепи, как правило, это альфа-спираль), *третичную* (пространственное расположение альфа-спирали (или других структур), при этом возникают субъединицы молекулы, которых у одной молекулы белка может быть несколько), *четвертичную* (взаимное расположение субъединиц молекулы белка, если их несколько).

Белки имеют несколько классификаций. Рассмотрим некоторые из них.

1. **По составу.** По этому признаку выделяют:

1.1. **Протеины (простые белки);** они состоят только из белкового вещества (яичный альбумин).

1.2. **Протеиды (сложные белки);** они состоят из белковой и небелковой частей.

Протеиды подразделяют на: *липопротеиды*, которые состоят из белка и жира; *гликопротеиды* (белок + углевод); *нуклеопротеиды* (белок + нуклеиновые кислоты).

2. **По форме молекулы.** Белки подразделяют на:

2.1. **Фибриллярные белки (нитчатые);** молекулы образуют длинные нити (фиброин шелка и др.). Эти белки нерастворимы в воде и других растворителях.

2.2. **Глобулярные белки (шарообразные);** молекулы скручены в клубок (яичный альбумин). Они образуют сложные коллоидные системы с другими веществами, составляя структуру живого организма.

Белки — твердые кристаллические вещества с разной растворимостью в разных растворителях. Они обладают большим числом химических и физико-химических свойств: способны к денатурации (разрушению нативной структуры молекул), коагуляции, горению, разложению, гидролизу, а также многообразными свойствами, связанными с наличием в их структуре большого числа разных радикалов и функциональных групп.

В организмах белки выполняют многообразные функции: строительную, каталитическую, защитную, проводниковую, двигательную и др. Белки в совокупности с нуклеиновыми кислотами являются основой жизни. Они составляют основу метаболизма. В организме животных при их переваривании образуется смесь природных альфа-аминокислот, которые используются организмом для синтеза собственных белков. Белки в смеси с другими химическими соединениями являются основой многих продуктов сельского хозяйства, как пищевых, так и непищевых.

## 7.2.4. Нуклеиновые кислоты

Природные биополимеры, являющиеся продуктами реакции поликонденсации нуклеотидов, называются **нуклеиновыми кислотами**.

Различают два типа нуклеиновых кислот: рибонуклеиновые (РНК) и дезоксирибонуклеиновые (ДНК). РНК и ДНК — важнейшие биоорганические соединения, которые наряду с белками составляют основу живого вещества. В состав РНК и ДНК входят остатки нуклеотидов. Важнейшими нуклеотидами, остатки которых образуют молекулу РНК, являются адениловый (А), гуаниловый (Г), цитозилловый (Ц) и урациловый (У), а ДНК — адениловый (А), гуаниловый (Г), цитозилловый (Ц) и тимидиловый (Т) — аналогичен урациловому. Различают ДНК-нуклеотиды и РНК-нуклеотиды. Нуклеотид состоит из остатка азотистого основания, остатка пентозы (рибозы — для РНК; дезоксирибозы — для ДНК) и остатка фосфорной кислоты.

### Схема нуклеотида

[Остаток азотистого основания] — [Остаток пентозы] — [Остаток фосфорной кислоты]

Первичная структура нуклеиновых кислот представляет собой последовательность остатков нуклеотидов. Вторичная структура ДНК — это двойная полинуклеотидная цепь (для РНК не характерна). Третичная структура ДНК — пространственное расположение двойной полинуклеотидной цепи. Для ДНК характерны и другие структуры.

Вторичная структура РНК зависит от ее функций (различают информационные иРНК: транспортные — тРНК; рибосомальные — рРНК).

Функции ДНК: несет информацию о наследственных качествах организма, является матрицей для синтеза ДНК (репликация), иРНК (транскрипция) и др. РНК является матрицей синтеза молекул белка (иРНК; трансляция), перенос молекул природных альфа-аминокислот к месту синтеза белковой молекулы (тРНК) и др.

### Задания для самостоятельной работы

---

1. Назовите группы классов органических соединений, молекулы которых содержат атомы азота.
2. Поясните, почему амины и гетероциклические азотистые основания проявляют основные свойства.
3. Поясните, почему аминокислоты амфотерны.
4. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих роль белков в сельском хозяйстве.
5. Поясните, почему специалисту в области сельского хозяйства необходимо знание химии: а) аминокислот; б) белков; в) нуклеиновых кислот.

## ХИМИЯ В РАСТЕНИЕВОДСТВЕ

### Глава 8

### РОЛЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ В ЖИЗНИ РАСТЕНИЙ

#### 8.1. Химический состав культурных растений

Растительный организм состоит из двух групп веществ, различающихся по агрегатному состоянию: жидких (вода и др.) и твердых [биоорганические (белки, углеводы и др.) и неорганических (соли и др.) веществ]. Тела растений (кроме семян) содержат от 75 до 90% воды. Семена содержат 5—15% г воды; остальное приходится на долю *сухого вещества*. Сухое вещество состоит из органических и неорганических химических соединений.

Одной из операций химического анализа растений является их сжигание. Органические вещества сгорают, а неорганические образуют золу.

Химические элементы, входящие в состав золы, называются *зольными элементами*.

Органические вещества, входящие в состав растений, представлены белками, нуклеиновыми кислотами, некоторыми другими азотистыми соединениями (АТФ и др.), углеводами, жирами, витаминами и т. д. Белки, нуклеиновые кислоты, жиры и углеводы называются *биоорганическими* веществами, так как именно они являются основой живого вещества.

В процессе анализа химического состава растений из них выделяют белки, сырой протеин (белковые и азотсодержащие вещества), крахмал, клетчатку, сахарозу и моносахариды (глюкозу и др.), пектиновые вещества и жиры. При более тонком анализе определяется содержание (в %) различных витаминов, нуклеиновых кислот и т. д. Но для практических целей достаточно определения содержания белков, усвояемых углеводов (растворимые сахара, крахмал), клетчатки.

Характеристика конкретного культурного растения предполагает выявление содержания воды, зольных элементов (минераль-

ных солей), белков, жиров, клетчатки и других углеводов (отдельно). Выявлено, что химический состав вегетативных органов растений (корня, стебля, листа) значительно отличается от такового для семян. Рассмотрим химический состав некоторых растений.

1. Зерно пшеницы содержит 14% воды, 14% белка, 2% жира, 2,5% клетчатки, 65% других углеводов, 1,7% золы и др.

2. Зеленая масса клевера содержит 75% воды, 3% белков, 0,8% жиров, 6% клетчатки, 10% других углеводов, 3% золы и др.

3. Ядра семян подсолнечника содержат 8% воды, 22% белка, 50% жиров, 5% клетчатки, 7% других углеводов, 3,5% золы и др.

4. Семена гороха содержат 13% воды, 20% белка, 1,5% жиров, 5,4% клетчатки, 53% других углеводов, 2,5% золы и др.

Химический анализ элементарного состава растений показал, что в них содержатся практически все химические элементы периодической системы химических элементов, но их содержание неодинаково. Наибольшее содержание приходится на долю кислорода (70%), углерода (18%), водорода (10%) и азота (1,5%).

Химические элементы углерод С, водород Н, кислород О, азот N называются *органогенными* или *органогенами*.

Калий и кальций содержатся в десятых долях процента (0,3%). Доля магния и фосфора составляет 0,07% и т. д. В организме растений содержатся и соединения тяжелых металлов (ртути, меди, свинца, хрома, железа) и даже радиоактивных — радия ( $10^{-14}\%$ ). Абсолютное содержание элемента в процентах не всегда позволяет правильно оценить роль этого элемента в жизни растений. Так, содержание кремния (0,15%) более чем в два раза превышает содержание фосфора (0,07%), однако роль последнего более велика, так как фосфор — химический элемент, входящий в состав нуклеиновых кислот.

В настоящее время установлено, что 20 химических элементов (азот, бор, ванадий, водород, железо, иод, калий, кальций, кислород, кобальт, магний, марганец, медь, молибден, натрий, сера, углерод, фосфор, хлор, цинк) являются *необходимыми* элементами питания растений. Это означает обязательность их поступления в организм в процессе питания, так как без них жизнь растения невозможна. Двенадцать химических элементов (алюминий, кадмий, кремний, литий, никель, свинец, серебро, стронций, селен, титан, фтор, хром) являются *условно необходимыми*, т. е. их поступление в организм растения необходимо в очень малых количествах, но эти химические элементы могут быть частично заменены другими, близкими по своей химической природе, химическими элементами.

По содержанию и функциям в растении химические элементы подразделяют на макро-, микро- и ультрамикроэлементы.

Химические элементы, содержание которых в растении превышает 0,01%, называются **макроэлементами**.

Макроэлементами являются органогенные элементы, а также железо, калий, кальций, магний, сера и фосфор (железо функционально правильнее отнести к микроэлементам).

**Микроэлементами** называются химические элементы, содержание которых в растении составляет тысячные и сотысячные доли процента.

Химические элементы, содержащиеся в растении в меньшем, чем сотысячная доля процента, называются **ультрамикроэлементами**.

Содержание химических элементов в разных органах растений различно. Это связано с неодинаковыми функциями химических соединений, в состав которых входят эти элементы. Так, в листьях содержится большое количество марганца и молибдена, потому что они входят в состав веществ, регулирующих фотосинтез; в зерновках зерновых культур содержится много соединений бора, регулирующих процессы обмена веществ в зерне.

Содержание питательных элементов для многих химических элементов (кроме азота) принято выражать в процентном содержании оксидов даже в том случае, когда вещество не содержит кислорода. Содержание калия выражается в  $K_2O$ , кальция — в  $CaO$ , фосфора — в  $P_2O_5$  и т. д. Содержание этих элементов в золе также выражается в процентах относительно оксидов.

**Пример.** Рассчитайте содержание (в %) питательного элемента калия в хлориде калия.

**Р е ш е н и е.**

1. Молярная масса  $KCl$  равна:  $M(KCl) = 39 + 35,5 = 74,5$  г/моль.
2. Молярная масса  $K_2O$  равна:  $M(K_2O) = 94$  г/моль.
3. 1 моль  $K_2O$  соответствует 2 моль  $KCl$ .
4. Масса 2 моль  $KCl$  составляет  $74,5 \cdot 2 = 149$  г/моль.
5. 149 г  $KCl$  составляют 100%, а 94 г  $K_2O$  —  $x$ ;  $x = (94 \cdot 100) : 149 = 63,1\%$ . **Ответ:** 63,1%.

Следует отметить, что азот не входит в состав золы, так как он содержится в органических веществах (белках, нуклеиновых кислотах и др.). Его содержание определяется по особой методике и не включается в состав золы.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, что такое элементарный состав растения.
2. Поясните, чем микроэлементы отличаются от макроэлементов; приведите примеры таких химических элементов.
3. Поясните, что такое органогенные химические элементы. назовите их.



4. Было установлено, что содержание калия в золе семян сои составляет 1,26%. Рассчитайте, какой массе хлорида калия это соответствует, если было сожжено 200 г семян и получено 20% золы. *Ответ:* 0,8 г.

## 8.2. Вынос растениями элементов питания из почвы

В процессе жизнедеятельности растения поглощают из почвы и воздуха питательные элементы: углерод, водород, кислород, азот и др. Установлено, что потребление углерода, водорода и кислорода не лимитировано, так как их содержание в окружающей среде в усвояемой для растения форме превышает потребности растений в них. Это присуще и для многих микроэлементов. Однако некоторые элементы (калий, азот, фосфор и др.) выносятся из почвы в таких количествах, что она обедняется их соединениями, что приводит к снижению плодородия почв.

Снижение содержания питательных элементов в почвах связано с *выносом* их культурными растениями. Различают хозяйственный и биологический вынос питательных элементов.

**Биологический вынос** — это масса питательных элементов, поглощенных растениями из почвы для синтеза необходимых растений соединений и формирования его организма.

При расчете *биологического* выноса учитывают массу всего растения. В табл. 8.1 приведены данные о содержании (в %) важнейших элементов питания в некоторых культурных растениях. Следует отметить, что для всех приведенных в таблице элементов питания (кроме азота) данные приведены для оксидов. Сведения, приведенные в таблице, позволяют рассчитать биологический вынос для некоторых важнейших культур и использовать эти данные для расчета массы соответствующих удобрений.

**Хозяйственный вынос** — это масса вынесенных растением из почвы питательных элементов, затраченных на продуцирование хозяйственно важных частей растения.

Для картофеля это будут клубни, для пшеницы — зерно и солома и т. д.

Данные о хозяйственном выносе приведены в табл. 8.2. Как следует из определения, биологический вынос превышает хозяйственный, так как при хозяйственном выносе из окружающей среды удаляются только хозяйственно важные органы растения, а остальное вновь поступает в почву. Например, при уборке картофеля все растение, кроме клубней, остается в почве. Если ботву сжигают, то зола, содержащая неорганические соли, попадает в почву, а корни гнивают и т. д.

**Таблица 8.1. Содержание некоторых элементов питания  
в различных сельскохозяйственных растениях,  
(% на воздушно-сухое вещество); для корнеплодов,  
овощных культур и зеленой массы (% на сырое вещество)**

Культура		Азот	Зольные элементы				Всего зола
			P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	MgO	CaO	
Пшеница	зерно	2,5	0,85	0,5	0,15	0,07	1,7
	солома	0,5	0,2	0,9	0,1	0,28	4,8
Рожь озимая	зерно	2,0	0,85	0,6	0,12	0,1	1,8
	солома	0,45	0,26	1,0	0,09	0,29	3,9
Горох	семена	4,5	1,0	1,25	0,13	0,09	2,6
	зеленая масса	0,65	1,15	—	0,14	0,35	1,4
Соя	семена	5,8	1,04	1,26	0,25	0,17	2,8
Лен	семена	4,00	1,35	1,0	0,47	0,27	3,3
	солома	0,62	0,42	0,97	0,2	0,69	3,0
Подсолнечник	семена	2,61	1,39	0,96	0,51	0,2	3,3
	целое растение	1,55	0,76	5,25	0,68	1,53	10,0
Свекла сахарная	корни	0,24	0,08	0,25	0,05	0,06	0,6
Картофель	клубни	0,32	0,14	0,6	0,06	0,03	1,0
Капуста	кочаны	0,33	0,1	0,35	0,03	0,07	0,7
Томаты	плоды	0,26	0,07	0,32	0,06	0,04	0,7
Травы	сено луговое	0,7	0,7	1,8	0,41	0,95	7,48

Используя данные табл. 8.2, можно рассчитать хозяйственный вынос различными культурами. Эти расчеты позволят определить особенности агротехники, в частности, нормы внесения удобрений. Однако расчеты, проведенные на основе таблицы, не дают возможности однозначно решить вопрос о нормах внесения удобрений, так как они зависят от условий выращивания. Например, установлено, что для получения 10 т корнеплодов сахарной свеклы в лесостепных районах России нужно 50 кг азота, 15 кг P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, 60 кг K<sub>2</sub>O, а в условиях Нечерноземья для этого необ-

**Таблица 8.2. Примерные затраты основных элементов питания (кг), необходимые для создания 1 т зерновой (волокнуистой) продукции и сена или 10 т сочной продукции (картофель, томаты, корнеплоды, капуста) (затраты указаны с учетом масс побочной продукции)**

Продукция	Элемент питания в расчете на		
	азот	$P_2O_5$	$K_2O$
Зерно пшеницы, ржи, ячменя, овса	30—35	10—12	20—25
Зерно кукурузы	30—35	8—12	25—35
Зерно крупяных культур (гречиха, просо)	30—35	10—15	30—40
Семена бобовых (горох, вика)	60—70	12—15	20—25
Семена подсолнечника	55—70	25—30	170—210
Волокна льна	70—90	35—45	65—80
Сено вики с овсом	20—25	5—7	15—25
Сено клевера с тимopheевкой	15—20	5—8	15—25
Сено люцерны	25—30	4—7	15—20
Клубни картофеля	50—60	15—20	70—90
Корни сахарной свеклы	50—60	15—20	60—100
Корнеплоды кормовые	45—60	10—20	60—120
Кочаны капусты	30—40	12—17	40—60
Томаты	30—35	10—15	35—50

ходимо 80—100 кг азота, 35 кг  $P_2O_5$  и 145 кг  $K_2O$ , так как в Нечерноземье сахарная свекла сильно вегетирует, образуя мощные листья.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, почему нельзя (можно) на одном поле выращивать, не меняя, пшеницу (капусту и др.).
2. Поясните, почему углерод, водород и кислород относятся к нелимитируемым питательным элементам.
3. Поясните, чем биологический вынос питательных элементов отличается от хозяйственного выноса.

4. Поясните, какое значение имеют знания о хозяйственном выносе растениями питательных элементов.

5. Рассчитайте массу хлорида калия, которая равноценна массе калия, необходимого для получения 100 т зерна, если на получение 1 т необходимо 25 кг  $K_2O$ . *Ответ:* 396,3 кг.

### **8.3. Биологическая роль макроэлементов в растениях**

Для растений макроэлементами являются органогенные элементы (углерод, кислород и др.), а также железо, калий, кальций, магний, сера и фосфор. Рассмотрим биологическую роль каждого из них.

#### **8.3.1. Биологическая роль углерода**

Атомы углерода — *обязательная* составная часть органических и биорганических веществ. В этом и состоит основная биологическая роль химического элемента углерода в любых организмах, в том числе и растительных. Особенности строения атома углерода делают возможным образование бесконечно большого числа соединений с многообразными химическими функциями. В процессе химической эволюции возникли белки, нуклеиновые кислоты, углеводы, жиры (биорганические вещества), которые в комплексе с неорганическими (водой и др.) и органическими веществами образуют живое вещество. В живом веществе, в отдельных его объектах (конкретных живых организмах), являющихся самоорганизующимися системами, реализуется *метаболизм* — обмен веществ и энергии.

Углерод, как другие химические элементы, участвует в биогеохимическом круговороте. В растение углерод поступает в виде углекислого газа  $CO_2$  из воздуха (главным образом) и из почвы (частично). В растительном организме из  $CO_2$  и других неорганических веществ образуются органические вещества. Получившиеся органические соединения служат пищей всем гетеротрофным организмам. Эти вещества в процессе аэробного дыхания превращаются в углекислый газ и воду (круговорот замыкается). Сам круговорот углерода в природе представляет комплекс сложных процессов, изучение которых является предметом биологии.

#### **8.3.2. Биологическая роль водорода**

Водород является вторым биогеном, без которого невозможно существование организмов. Он, как и углерод, входит в состав *всех* органических веществ. Не все органические вещества входят в состав живого вещества. К ним относятся углеводороды, а некоторые из них являются ядовитыми для организмов (бензол и др.). Тем не

менее генетически углеводороды явились соединениями, из которых произошло все многообразие органических веществ.

Биологическая роль водорода состоит и в том, что он входит в состав особенного вещества — воды, без которой жизнь на Земле невозможна. О роли воды в живом веществе см. гл. 3.

Атом водорода образован ядром, состоящим, как правило, из одного протона, и электронной оболочкой из одного электрона, что обеспечивает образование *водородной* связи. Этот вид химической связи имеет особое значение в живом веществе: она обеспечивает устойчивость молекул белков и нуклеиновых кислот, а также устойчивость тонких клеточных структур.

### 8.3.3. Биологическая роль кислорода

Кислород — биоген, без которого невозможно существование живого, в том числе и растений. Это связано со следующим:

1. Кислород входит в состав *всех* органических веществ, образующих организм на разных уровнях организации (молекулярно-генном, клеточном, органном, организменном).

2. Вода образуется при взаимодействии кислорода и водорода.

3. Атом кислорода имеет малый радиус и большое число электронов на внешнем слое электронной оболочки (шесть), поэтому между ним и атомом водорода (точнее, частично свободным протоном) соседней молекулы (части макромолекулы) возникает водородная связь (ее роль см. в 8.3.2).

4. Для растительных и других аэробных организмов большое значение имеет молекулярный кислород  $O_2$ , одно из аллотропных видоизменений химического элемента кислорода. Это вещество обеспечивает аэробный этап дыхания, способствует синтезу АТФ (аденозинтрифосфорной кислоты), за счет чего становится возможной реализация физиологических процессов в организмах, в том числе и растительных.

5. Кислород образует и другое аллотропное видоизменение —  $O_3$  (озон). Озон обеспечивает возможность существования жизни на Земле за счет того, что задерживает поток солнечного излучения с высокой энергией, губительной для всего живого.

### 8.3.4. Биологическая роль азота

Азот является четвертым биогеном, без которого невозможно существование живого вещества, в том числе и растений, как его части. В переводе на русский язык *азот* означает «безжизненный», что не соответствует действительности, так как без азота нет жизни. Азот — обязательный химический элемент, входящий в состав белков и нуклеиновых кислот, составляющих основу живого вещества. В настоящее время *жизнь определяется как форма су-*

*существования белковых тел и нуклеиновых кислот, существенным моментом которой является метаболизм.*

Азот входит в состав продуктов обмена, ненужных организму (мочевина и др.), которые выводятся из него. Простое вещество — молекулярный азот является газом, который не поддерживает горение (отсюда — безжизненный). Он составляет основу воздуха (78% по объему). Атмосфера, образованная воздухом, является составной частью сред обитания (воздушно-наземной, наземно-воздушной, водно-воздушной и земноводной).

Атомы азота обладают малым радиусом и содержат пять электронов на внешнем слое электронной оболочки, что делает возможным реализацию водородной связи, обеспечивающей устойчивость молекул белков и нуклеиновых кислот.

### 8.3.5. Биологическая роль фосфора

Роль фосфора в живом веществе определяется тем, что он является *обязательным* химическим элементом нуклеиновых кислот, аденозинмонофосфата (АМФ) и веществ, осуществляющих энергетический обмен (АТФ — аденозинтрифосфата; АДФ — аденозиндифосфата).

Синтез АТФ из АДФ и фосфорной кислоты позволяет организму, в том числе и растительному, накапливать энергию в форме, которая может использоваться им для реализации физиологических процессов. При гидролизе АТФ образуется АДФ и фосфорная кислота, при этом выделяется энергия, используемая организмом для реализации физиологических процессов.

Неорганические фосфаты (гидро- и дигидрофосфаты) обеспечивают определенную реакцию среды (рН) за счет создания буферной среды (среды, реакция которой практически не изменяется при попадании в нее кислоты или щелочи в небольших количествах).

Роль фосфора в организмах близка к таковой для биогенов, но его содержание в организмах растений в три раза меньше такового для азота, поэтому фосфор не включен в состав биогенных химических элементов.

### 8.3.6. Биологическая роль серы

Сера относится к макроэлементам по значению, близкому к таковому для фосфора. Она входит в состав серосодержащих белков. Дисульфидные мостики обеспечивают устойчивость третичной структуры белковых молекул.

Атомы серы входят в состав белков группы железосеропротеидов, реализующих окислительно-восстановительные процессы, в том числе и фиксацию атмосферного азота. Все это отражает позитивное значение серы для растений.

Однако соединения серы могут и отрицательно воздействовать на растения. Так, диоксид серы в количествах, больших  $10^{-6}\%$  по объему в воздухе, способен замещать углекислый газ в процессах фотосинтеза, что может привести к гибели растения.

### 8.3.7. Биологическая роль калия и натрия

Содержание калия и натрия в растениях довольно близко (0,03 и 0,02% соответственно), но роль калия в жизни растений более велика. Функции этих элементов взаимосвязаны, поэтому рассмотреть их следует совместно.

Ионы калия и натрия активизируют процессы обмена в растительных организмах, однако их дислокация в организме различна из-за радиусов: ионы калия (обладают большим радиусом, чем ионы натрия) содержатся в плазме клеток, а ионы натрия — во внеклеточном растворе. Эти ионы не являются взаимозаменяемыми. Установлено, что ионы калия активизируют процессы внутри клеток, а ионы натрия — на внешней поверхности клеточных мембран. Ионы калия стимулируют работу более шестидесяти ферментов внутри клеток. Они стабилизируют рибонуклеиновые кислоты и процессы, протекающие с их участием, активизируют синтез углеводов и белков, участвуют в процессах регуляции деятельности устьичных клеток и водного обмена растений. Ионы натрия регулируют процессы на поверхности клеточных мембран, повышая активность ряда внутриклеточных ферментов. Совместно ионы калия и натрия увеличивают обводненность цитоплазмы.

### 8.3.8. Биологическая роль магния

Ионы магния играют большую роль в жизни растений. Они являются антагонистами ионов калия и натрия (совместно с ионами кальция), так как уменьшают обводненность цитоплазмы. Катионы магния вступают в реакции комплексообразования с белками, образуя биологически активные соединения. Образование комплексов ионов магния с белками способствует активации или дезактивации ряда ферментов, что способствует регуляции обменных процессов в растительном организме.

Магний входит в состав *хлорофилла* — зеленого пигмента, без которого процесс фотосинтеза невозможен. Наличие ионов магния в хлорофилле обеспечивает захват определенных квантов энергии солнечного излучения. Эта энергия далее используется либо для синтеза АТФ, либо на фотолиз воды.

Ионы магния активизируют киназы — ферменты, ускоряющие обмен соединений фосфора в растении; стабилизируют двойную цепь молекулы ДНК. Концентрация ионов магния внутри клетки выше, чем вне ее.

### 8.3.9. Биологическая роль кальция

Ионы кальция участвуют в процессе регуляции водного режима цитоплазмы (аналогично ионам магния), т. е. они — антагонисты ионов натрия и калия. Способность ионов кальция образовывать комплексы с белками, которые устойчивее магниевых комплексов, делает возможным выведение избытка соединений из обмена, регулируя обмен в нужном для организма направлении.

Ионы кальция входят в состав мембранных структур и пектиновых веществ, которые являются основой межклеточного вещества. Содержание этих ионов в цитоплазме клеток невелико, так как они связываются в малорастворимые соединения гидрофосфат-ионами.

Кальций входит в состав карбоната кальция, который содержится в клеточных оболочках некоторых растений. Велика роль ионов кальция в почвенно-поглощительном комплексе (см. гл. 9).

### 8.3.10. Биологическая роль железа

Соединения железа играют большую роль в живом веществе, в том числе и в организмах растений. Их основная роль — реализация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Для растения — это главным образом процессы фотосинтеза и дыхания. Вместе с молибденом и серой железо входит в состав фермента, катализирующего связывание атмосферного азота. В организме растения железо содержится в степенях окисления +2 и +3, что позволяет соединениям, содержащим железо, осуществлять ОВР. Оно входит в состав цитохромов, которые активизируют синтез АТФ. Недостаток железа вызывает у растений хлороз.

#### Задания для самостоятельной работы

1. Поясните, почему углерод, водород, кислород и азот считают биогенами; ответ обоснуйте примерами.
2. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих биологическую роль химического элемента: а) кислорода; б) азота; в) фосфора.
3. Поясните, почему совместное наличие серы, азота и кислорода необходимо для организма.
4. Поясните, почему калий и кальций являются элементами-антагонистами.
5. Назовите макроэлементы, без которых невозможно осуществление фотосинтеза и дыхания; ответ обоснуйте.

### 8.4. Биологическая роль микроэлементов в растениях

В 8.1 приведены названия микроэлементов. Рассмотрим значение наиболее важных микроэлементов в жизни растений.



### 8.4.1. Биологическая роль галогенов

Галогенами являются фтор, хлор, бром и йод. Среди этих элементов фтор относится к условно необходимым элементам, остальные — к микроэлементам. Для растений наибольшее значение имеют хлорид-ионы  $\text{Cl}^-$ . Биологическая роль других галогенов в настоящее время мало изучена. Роль хлорид-ионов  $\text{Cl}^-$  состоит в том, что они являются противоионами для катионов калия, натрия и др. Эти ионы содержатся в водных системах растения и обеспечивают осмотическое давление, что делает возможным реализацию осмоса и движения водных растворов в растительном организме. Хлорид-ионы  $\text{Cl}^-$  участвуют в создании двойного электрического слоя на границе раздела фаз (на клеточных мембранах), создавая мембранный потенциал в клеточной оболочке.

Атомы галогенов не входят в состав биологически активных веществ в организмах растений. Кроме этого, установлено, что многие галогенсодержащие органические вещества токсичны для растений и животных. Большое содержание ионов галогенов в окружающей среде негативно для растений: оно приводит к засолению почв, что является причиной смены биогеоценозов.

### 8.4.2. Биологическая роль селена и кремния

Селен и кремний относятся к *условно необходимым* элементам для растений.

Установлено, что для растения необходимо содержание селена в количестве 10–7% от массы сухого вещества. Выделены некоторые ферменты, содержащие селен. Большое содержание селена в окружающей среде крайне вредно как для растений, так и для животных, так как соединения селена токсичны для живого вещества.

Биологическая роль кремния в настоящее время изучена неполно. Установлено, что соединения, его содержащие, придают высокую механическую прочность растительным организмам (хвощи и др.). Соединения кремния (растворимые силикаты), внесенные в почву, способствуют увеличению усвоения соединений фосфора растениями.

Главная роль соединений кремния для растений, в том числе и сельскохозяйственных, состоит в том, что они являются основой почвы, без которой невозможно осуществление нормальной жизнедеятельности растений в естественных условиях. Даже при искусственном выращивании лучшие результаты получают не на *гидропонике* (выращивании на водном субстрате), а на песке, пропитанном водным раствором необходимых для растения веществ.

### 8.4.3. Биологическая роль алюминия и бора

Алюминий и бор располагаются в одной группе (III) и подгруппе (главной или A). Они сильно различаются размерами атомов, поэтому бор является неметаллом, а алюминий — металлом. За счет этого их биологическая роль в растениях разная.

**Алюминий** — условно необходимый элемент для растений. Установлено, что соединения алюминия входят в состав некоторых растительных тканей, а также межклеточных растворов. Участие соединений алюминия в метаболизме не установлено. Соединения алюминия входят в минеральный состав почвы.

**Бор** — необходимый для растений микроэлемент. Он оказывает большое влияние на развитие растений. Строение биологически активных соединений бора и механизм их действия в настоящее время полностью не установлены, но данные о наличии борорганических веществ в стенках клеток получены. Выявлено, что эти соединения замедляют ферментативные реакции, воздействуют на обмен и транспорт углеводов. Недостаток соединений бора приводит к отмиранию точек роста, некрозу (разрушению) тканей и невозможности образования семян. Растения заболевают не только при недостатке, но и при избытке соединений бора в окружающей среде, что необходимо учитывать в агротехнике выращивания сельскохозяйственных культур внесением *оптимальной* дозы борных микроудобрений.

### 8.4.4. Биологическая роль d-элементов

Среди микроэлементов, относящихся к *d*-элементам, рассмотрим ванадий, медь, молибден, хром, кобальт, никель и цинк.

**Ванадий** — микроэлемент, атомы которого входят в состав ферментов, регулирующих протекание окислительно-восстановительных процессов. Так, ванадий является составной частью азотфиксирующего фермента — ванадийнитрогеназы в организме азотобактера. Этот фермент восстанавливает молекулярный азот воздуха до аммиака. Удобрения, содержащие соединения ванадия, способствуют лучшему усвоению азота сельскохозяйственными растениями, а также интенсификации процессов фотосинтеза, способствуют увеличению растительной биомассы. Однако необходимо учитывать, что высокие концентрации соединений ванадия *токсичны* для растений.

**Медь** — микроэлемент, проявляющий переменную степень окисления (+1, +2 и др.), при этом в растениях он легко восстанавливается до соединений одновалентной меди, поэтому его атомы являются обязательным компонентом молекул ферментов, регулирующих обмен окислительно-восстановительных процессов. Медьсодержащие белки являются переносчиками электро-

нов. Органические соединения меди усиливают процессы фотосинтеза и углеводного обмена. Недостаток медьсодержащих органических веществ в растениях вызывает заболевания, связанные с нарушением обмена веществ.

**Молибден** — микроэлемент, воздействие которого связано с регулированием процессов метаболизма, включающих окислительно-восстановительные реакции. Атомы молибдена входят в состав активных центров ферментов в комплексе с атомами серы. Примером молибденсодержащих соединений является фермент нитрогеназа, которая катализирует процесс фиксации атмосферного азота. Некоторые молибденсодержащие ферменты способствуют восстановлению нитрит-ионов, участвуют в обмене азотистых пуриновых оснований. Недостаток в почве соединений молибдена приводит к невозможности плодоношения растений и их гибели в результате поражения различными заболеваниями.

**Хром** — микроэлемент, роль которого в растениях изучена недостаточно. Его атомы входят в состав ряда ферментов, регулирующих окислительно-восстановительные процессы, так как хром проявляет переменные степени окисления (+2, +3, +6).

**Кобальт** — микроэлемент, атомы которого входят в состав активных центров молекул, регулирующих синтез ДНК и обмен аминокислот. Атомы кобальта содержатся в молекулах витамина В<sub>12</sub>. Соединения кобальта играют большую роль в жизнедеятельности азотфиксирующих бактерий.

**Никель** — микроэлемент, условно необходимый для растений. Его соединения стимулируют синтез аминокислот в растительных клетках.

**Цинк** — один из важнейших микроэлементов. Его биоэкологическая роль состоит в том, что он, являясь комплексообразователем, изменяет геометрическое строение комплексного соединения. Это свойство атомов цинка лежит в основе механизма действия цинксодержащих ферментов, регулирующих процессы гидролиза. Известно более 100 цинксодержащих ферментов, регулирующих гидролиз белков, липидов, полисахаридов. Ферменты, содержащие цинк, регулируют процессы превращения АТФ в АДФ.

Атомы цинка входят в состав фермента карбоангидразы, ускоряющей обратимый процесс превращения гидрокарбонат-иона  $\text{HCO}_3^-$  в углекислый газ.

Недостаток цинка приводит к нарушению метаболизма, замедляет рост растений.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, чем микроэлементы отличаются от макроэлементов; приведите примеры.

2. Поясните, почему для растений необходимы соединения: а) меди; б) бора; в) цинка (обоснуйте свой ответ примерами).

3. Поясните, в чем состоит биологическая роль кремния и алюминия; обоснуйте свой ответ.

4. Назовите микроэлементы, регулирующие окислительно-восстановительные процессы в растениях (*поясните почему*).

## Глава 9

# ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИИ ПОЧВ

## 9.1. Краткие сведения о почвах

Основным орудием и средством сельского хозяйства является *почва*. Без почвы, имея все остальное, невозможно организовать получение сельскохозяйственной продукции.

**Почва** — это наружные горизонты любых горных пород, естественно измененных совместным воздействием воды, воздуха и различных (живых или мертвых) организмов.

Почвы Земли исторически возникли за счет совместного воздействия абиотических и биотических факторов среды. На современном этапе существования биосферы на генезис почв большое влияние оказывают антропогенные факторы, как совокупность производственной и бытовой деятельности человека, затрудняя и нивелируя действие биотических и усиливая разрушающее воздействие абиотических факторов.

Основным свойством почв, обеспечивающим эффективность сельского хозяйства, является ее плодородие.

**Плодородие почвы** — это ее способность удовлетворять потребности растений в элементах питания, воде, воздухе, тепле, для того чтобы растения могли нормально функционировать и давать высокий урожай.

Исходя из понятия «плодородие почв», можно дать новое определение понятию «почва».

**Почва** — это наружный горизонт любых горных пород, естественно измененный совместным воздействием воды, воздуха и различных (живых или мертвых) организмов, способный производить урожай растений.

Из-за большого многообразия условий на Земле на ней возникло много видов почв, обладающих различным плодородием. Для эффективного ведения сельского хозяйства необходимо знать особенности конкретных видов почв (состав, агротехнические характеристики и др.), а также особенности тех культур, которые на этих почвах выращивают.

Роль почвы для организмов, населяющих Землю, трудно переоценить. Для растений она и субстрат (место прикрепления), и источник минерального питания и воды. Для человека почва является

основным средством получения сельскохозяйственной продукции, получаемой как в растениеводстве, так и в животноводстве.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите средство получения продукции сельского хозяйства, без которого невозможна реализация сельскохозяйственной деятельности.
2. Назовите два аспекта, которые нужно учитывать при формулировке термина «почва».
3. Поясните, почему на Земле существует большое многообразие почв.
4. Назовите главное свойство почв, определяющее эффективность сельского хозяйства.

### **9.2. Состав почв. Твердая фаза почв**

Почва является многофазной системой, включающей твердую, жидкую и газообразную фазы.

Наличие газообразной фазы можно доказать опытом. В пробирку насыпают почву, которую заливают водой. При этом наблюдается выделение пузырьков газа, что свидетельствует о его наличии в почве.

Наличие жидкой фазы можно установить *органолептически* (осознанием, ошупывая почву руками), а также нагреванием почвы. Если над нагреваемой почвой поместить холодное стекло, то на нем обнаружатся капли воды. Если почву поместить в чашку на некоторое время, то можно обнаружить, что она высыхает, т. е. становится *воздушно-сухой*. Такая почва тоже содержит воду, которую можно обнаружить, нагревая ее при 100—105 °С.

Почва, выдержанная в течение часа при 100—105 °С, является смесью различных твердых веществ. Ее условно можно считать твердой фазой почвы (это не совсем точно, так как наличие различных веществ в твердом состоянии представляет собой несколько фаз).

Твердая часть почвы является ее субстратом, т. е. основой, в которой содержится газообразная и жидкая фазы почвы. Установлено, что твердая часть почвы образована органическими и минеральными (неорганическими) веществами.

Рассмотрим минеральный состав почвы, т. е. совокупность твердых неорганических соединений, собственно субстрат почвы. Вначале охарактеризуем минеральный состав с позиций крупности частиц.

**По размерам частиц.** Минеральный состав почвы подразделяют на *камни* (размеры частиц превышают 3 мм), *гравий* (от 3 до 1 мм), *песок крупный* (от 1 до 0,5 мм), *песок средний* (от 0,5 до 0,25 мм), *песок мелкий* (от 0,25 до 0,15 мм); *пыль крупная* (от 0,05 до 0,01 мм), *пыль средняя* (от 0,01 до 0,005 мм), *пыль мелкая* (от 0,005 до 0,001 мм); *ил грубый* (от 0,001 до 0,0005 мм), *ил тонкий*

(от 0,0005 до 0,0001 мм); *коллоиды* (размеры меньше 0,0001 мм, т. е. от 100 до 1 нм).

**По содержанию частиц определенного размера.** Почвы подразделяют на *каменистые, песчаные, супесчаные, суглинистые, глинистые* и др. Глинистость почвы характеризуется наличием в почве больших количеств пыли и ила.

Каждая из этих групп подразделяется на подгруппы. Среди песчаных почв выделяют *рыхло-песчаные* и *связно-песчаные*. Глинистые почвы подразделяют на *легко-, средне- и тяжело-глинистые*.

Фракции, входящие в состав почвы, обладают определенными свойствами, которые отражаются на свойствах почв в целом.

Наличие камней затрудняет обработку почв, поэтому наиболее крупные камни требуется удалять.

Гравий не препятствует механической обработке почв, но сильно снижает ее влагоемкость. Гравий и камни состоят из первичных минералов почв (по происхождению).

**Первичными** называются минералы почв, образовавшиеся за счет разрушения материнских горных пород.

К *первичным* минералам относят кварц (состоит из диоксида кремния), полевые шпаты, слюды, роговые обманки и др. Этими минералами образованы частицы песка, пыли, гравия и частично ила.

**Вторичными** называются минералы почв, образовавшиеся из осадочных пород или в результате разрушения первичных минералов почв.

*Вторичными* минералами являются глины, гидрослюды, каолины. Ими образованы мелкая пыль, ил, почвенные коллоиды (последние могут состоять из органических соединений).

**По химическому составу.** Минералы подразделяют на *силикаты* и *алюмосиликаты*. Среди силикатов наиболее распространен диоксид кремния ( $\text{SiO}_2$ )<sub>n</sub>. Самая распространенная разновидность этого соединения — кварц. Кварца в песчаных почвах содержится до 90%, а в глинистых — до 60%. Диоксид кремния — кислотный оксид, весьма инертный в природных условиях. Он является наполнителем, играет механическую роль в почвах и не принимает участия в биохимических процессах, реализующихся в почве. Химический состав других почвенных минералов очень сложен. Так, каолинит (относится к алюмосиликатам) имеет эмпирическую формулу  $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$  (упрощенный вариант). Рассмотрим минеральный состав песка, пыли, ила и их физико-механические свойства.

**Песок** образован обломками первичных минералов (кварца и полевых шпатов). Он характеризуется высокой водопроницаемостью, не набухает, не пластичен, обладает определенной капиллярностью и влагоемкостью. Эти свойства позволяют использовать мелкозернистые пески как субстраты для выращивания растений в искусственных условиях.

*Крупная и средняя пыль* по составу практически не отличается от мелкозернистого песка: она обладает его свойствами.

Для *мелкой пыли* характерна высокая степень дисперсности (тонкого измельчения). Она состоит из первичных и вторичных минералов, способна к коагуляции (укрупнению частиц за счет их слипания) и структурообразованию, обладает поглотительной способностью. В составе мелкой пыли содержится гумус. Мелкая пыль характеризуется низкой водопроницаемостью, высоким уровнем набухания, липкостью, большой усадкой при высыхании, способностью образовывать плотное сложение и трещиноватость тела, возникшее в процессе высыхания.

*Ил* в основном состоит из высокодисперсных вторичных минералов. В нем содержатся соединения, обеспечивающие минеральное питание растений, и органические вещества в форме гумуса. Он образует высокодисперсную часть почв, с нею связано плодородие последних. Ил обладает высокой поглотительной способностью, тесно связан с коллоидами, совместно с которыми обеспечивает протекание физико-химических почвенных процессов.

Коллоидные частицы образованы вторичными минералами и органическими веществами. Они совместно с илом обеспечивают структурообразование почв.

Рассмотрим некоторые особенности наиболее важных видов почв в связи с их составом.

В *песчаных* почвах преобладает песок, в них относительно мало пыли и других высокодисперсных компонентов. Они влагоёмки, влагопроницаемы, легко обрабатываемы.

*Глинистые* почвы характеризуются высоким содержанием разных видов пыли, в том числе и мелкой, поэтому они сильно набухают, липки, обладают малой влагопроницаемостью и влагеёмкостью, трудны для механической обработки.

Важным компонентом почв являются органические вещества, образующие органическую часть почвы. Их подразделяют на две группы.

**1. Негумизированные органические вещества.** Соединения этой группы входят в состав останков погибших животных и отмерших растений, которые не подверглись глубоким химическим превращениям. В процессе их гниения образуются вещества, используемые живыми растениями как источник необходимых питательных элементов (азота, фосфора, калия и др.). Часть этих веществ превращается в гумус.

**2. Гумусовые (перегнойные) органические вещества.** Высокомолекулярные азотсодержащие вещества особой химической природы, обладающие специфическими свойствами, отличающимися от исходных веществ, из которых они образовались, называются *гумусовыми веществами*.

Это сложная смесь химических соединений, которые подразделены на несколько групп. К ним относят гуминовые кислоты, гумины и фульвокислоты. Рассмотрим их краткую характеристику.

**Гуминовые кислоты** — это высокомолекулярные органические кислоты, относящиеся к ароматическим веществам.

Главным свойством гуминовых кислот является их способность к ионному обмену. Они являются *катионитами*, т. е. в их составе содержатся *подвижные* катионы. Первоначально они являются катионитами в  $H^+$ -форме, т. е. содержат катионы водорода, способные обмениваться на катионы металлов ( $K^+$  и др.). В результате ионного обмена гуминовых кислот образуются *гуманаты*, среди которых гуманаты щелочных металлов растворимы; гуманаты двух- и трехзарядных катионов нерастворимы. Гуминовые кислоты являются важнейшей составной частью почвенного поглощающего комплекса (см. 9.4).

**Гумины** — это вещества почвенного гумуса, нерастворимые в щелочах.

Они прочно связаны с минеральной частью почвы и практически не разлагаются.

**Фульвокислоты** — это вещества, обладающие подвижностью, растворимые в широком диапазоне pH, способные к образованию различных комплексов с катионами металлов.

Гумусовые вещества труднее разлагаются, чем негумизированные органические соединения. В гумусе содержатся и вещества, которые оказывают на организмы негативное воздействие. К ним относятся фенол, бензойная кислота, анилин и др.

Роль почвенных (эдафических) органических веществ многообразна. Они являются источником питания и энергетическим материалом для почвенных микроорганизмов, червей и т. д. Эти вещества участвуют в адсорбционных процессах, повышая поглотельную способность и буферность почв, положительно влияют на структуру почв, их влагоемкость, влаго- и воздухопроницаемость.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите основные фазы, образующие почву.
2. Поясните, почему твердая составная часть почвы считается многофазной.
3. Назовите основные фракции твердых минеральных веществ, образующих почву.
4. Назовите виды почвенных минералов по происхождению.
5. Назовите основное твердое неорганическое вещество, образующее твердую часть почвы, кратко охарактеризуйте его свойства.
6. Назовите основные отличия песчаных почв от глинистых.



7. Назовите основные группы почвенных органических веществ и кратко их охарактеризуйте.

8. Приведите примеры, иллюстрирующие роль: а) почвенных неорганических веществ; б) почвенных органических веществ.

### **9.3. Газообразная и жидкая фазы почв**

Кроме твердой части почв, в них содержится воздух и вода в жидком виде, которые образуют жидкую и газообразную фазы. Рассмотрим их краткую характеристику.

#### **9.3.1. Газообразная фаза почв**

Почвы представляют собой не плотные компактные тела, а имеют дискретную структуру, между отдельными частицами почв имеются поры разных размеров, в том числе и капилляры, которые заполнены воздухом. Установлено, что состав почвенного воздуха отличается от такового для атмосферы. Почвенный воздух обогащен углекислым газом (3% в почве вместо 0,03% по объему в атмосфере) и содержит меньше кислорода (примерно 18% вместо 20,8 соответственно), чем атмосферный воздух. Газообмен, реализуемый между атмосферой и почвой, не приводит к выравниванию состава воздуха. За счет высокого содержания диоксида углерода в почве предпочвенный слой атмосферы также содержит повышенный процент этого газа, что приводит к интенсификации фотосинтеза растений нижнего горизонта.

Повышенное содержание углекислого газа в почве приводит к увеличению его растворимости в жидкой фазе почвы, повышению концентрации угольной кислоты, способствует увеличению буферности почвенного раствора и его агрессивности относительно почвенных карбонатов, т. е. усиливает химическое выветривание, повышает усвояемость питательных элементов за счет перевода их из нерастворимых или малорастворимых веществ в растворимые.

Высокое содержание диоксида углерода имеет и негативное воздействие, связанное с ухудшением жизнедеятельности аэробных организмов (изменяются условия дыхания), способствует созданию анаэробных сред, а это может снизить плодородие почв. Это необходимо учитывать при разработке оптимальной агротехники соответствующих культур, приводящей к активной аэрации почв, способствующей повышению плодородия.

#### **9.3.2. Жидкая фаза почв. Виды воды в почвах**

Жидкая фаза почвы образована *почвенным раствором*, образующимся при контакте жидкой почвенной воды с другими компонентами почв. Почвенный раствор является наиболее подвижной и активной частью почвы. Он связывает воедино все

компоненты почвы, в нем осуществляются разнообразные химические и физико-химические процессы, за счет которых растения реализуют почвенное питание. Из почвенного раствора растения поглощают воду и растворенные неорганические вещества, содержащие питательные элементы. Корни растений выделяют в почвенный раствор ненужные или вредные вещества. Состав почвенного раствора на разных участках земной поверхности неодинаков. Установлено, что в нем содержатся катионы ( $\text{H}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и др.) и анионы ( $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$  и др.). Ионы, содержащиеся в почвенном растворе, обеспечивают ионный обмен, создают электрическую проводимость среды, ее реакцию и т. д.

Одной из важнейших характеристик почвенного раствора является реакция среды, которую количественно характеризуют либо рН, либо рОН (см. 3.3). Другой характеристикой является соленость жидкой фазы. Разные почвы характеризуются различными показателями реакции среды и солености. Дерново-подзолистые почвы имеют соленость, составляющую сотые доли процента, и рН меньше 7 (т. е. эти почвы относятся к кислым). Эти характеристики лимитируют возможность выращивания на них культурных растений.

Реакция среды и рН почвенного раствора зависят от агротехники, применяемых удобрений и т. д. Так, использование сульфата аммония приводит к уменьшению рН почвенного раствора, так как это удобрение подвергается гидролизу по катиону и обогащает среду катионами водорода. Реакцию среды изменяют при химической мелиорации (см. 9.5). Необходимо учитывать, что в разных регионах Земли сложились определенные биогеоценозы, приспособленные к определенному типу и виду почв, и сильное изменение характеристик водной фазы почв может привести к губительным последствиям, нарушить экологическое равновесие и вызвать гибель природных комплексов.

Основой почвенного раствора является вода, которая в почве может находиться в различных состояниях. Рассмотрим некоторые из них.

1. **Связанная вода** характеризуется тем, что между субстратом (твердой фазой) и молекулами воды возникает взаимодействие разной прочности. Выделяют прочносвязанную и рыхлосвязанную воду.

Вода, химически- и физико-химически связанная с частицами твердой фазы (водородной связью или диполь-дипольным взаимодействием), адсорбированная поверхностью, называется **прочносвязанной** водой.

Такая вода образует пленку, включающую несколько молекулярных слоев. Она практически не доступна растениям, так как трудно отделяется от твердых частиц почвы.

**Рыхлосвязанной** называется вода, поглощенная поверхностью твердых частиц почвы на уже адсорбированные слои воды; возникшие слои слабо ориентированы, их число достигает нескольких десятков.

Этот вид воды связан с поверхностью менее прочно, чем первые адсорбированные слои, образующие прочносвязанную воду. Рыхлосвязанная вода частично доступна растениям.

**2. Свободной** называется вода, не связанная с твердыми частицами почв силами химического взаимодействия, доступная растениям и являющаяся основой почвенного раствора.

Свободная вода подразделяется на *капиллярную* и *гравитационную*. Вода, заполняющая мелкие поры между твердыми частицами почв, передвигающаяся по ним под воздействием капиллярных сил, называется **капиллярной водой**. Эта вода всегда присутствует в обычных почвах.

**Гравитационной** называется вода, размещающаяся в *крупных* порах, свободно перемещающаяся по профилю почвы под действием сил гравитационного взаимодействия (сил тяжести).

Гравитационная вода в больших количествах накапливается в почве после дождей.

Водный режим почв соответствует определенному соотношению разных видов воды в почве и играет большую роль в плодородии почв. Он зависит от климата, региона и соблюдения оптимальной агротехники. Водобмен разных почв различен, требует специального изучения с целью выявления оптимальных условий для получения высоких урожаев.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите основные отличия почвенного и атмосферного воздуха.
2. Поясните, как влияет избыток углекислого газа в почве на жизнедеятельность: а) растений; б) почвенных микроорганизмов.
3. Назовите основу жидкой фазы почвы.
4. Назовите основу почвенного раствора.
5. Назовите и кратко охарактеризуйте виды почвенной воды.
6. Кратко охарактеризуйте функции: а) газообразной фазы почвы; б) жидкой фазы почвы.

### **9.4. Поглотительная способность почвы и ее роль в плодородии**

Плодородие почв (см. 9.1) является их важнейшим свойством, обеспечивающим эффективность сельского хозяйства. Оно связано с наличием в почвах питательных элементов. Растения ус-

ваивают их в форме ионов, находящихся в почвенном растворе, образованном свободной водой. Свободная вода крайне подвижна и способна легко перемещаться на большие расстояния. Это должно приводить к вымыванию растворенных солей и почва не могла бы выполнять функцию плодородия, если бы она не была приспособлена к удерживанию ионов в своем составе в форме, доступной для растений. Этим приспособлением является *почвенный поглощающий комплекс* (ППК).

Совокупность химических соединений, обеспечивающих ионный обмен между почвенным раствором, твердой частью почвы и растениями, называется *почвенным поглощающим комплексом* (ППК).

Принцип действия ППК основан на способности твердых нерастворимых соединений к обратимому обмену ионами с жидкой средой. Почвенные коллоиды содержат два типа ионообменных соединений: *катиониты* и *аниониты*. Катионитами являются гуминовые кислоты, анионитами — алюмосиликаты.

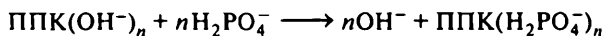
Почвенные катиониты могут находиться или в  $H^+$ -форме (обозначается  $ППKH_n^+$ ), или в  $Ca^{2+}$ -форме (обозначается  $ППKCa_n^{2+}$ ); аниониты в  $OH^-$ -форме (обозначается  $ППK(OH^-)_n$ ). Ионы из почвенного раствора поглощаются компонентами ППК, а далее растения, контактируя с ними, поглощают питательные элементы в виде ионов и используют их в соответствующих процессах. Следует помнить, что ионы  $NO_3^-$  и  $Cl^-$  не поглощаются почвенными анионитами. Нитрат-ионы  $NO_3^-$  усваиваются растениями непосредственно из почвенного раствора (при необходимости также усваиваются и  $Cl^-$ ).

Рассмотрим механизм усвоения удобрения на примере фосфата калия  $K_3PO_4$ . Эта соль растворяется в почвенном растворе и подвергается гидролизу, поэтому в растворе содержатся ионы  $K^+$ ,  $H_2PO_4^-$  и  $HPO_4^{2-}$ . (Напишите уравнения гидролиза этой соли для первой и второй стадий.)

Ионы калия поглощаются почвенными катионитами в  $H^+$ -или  $Ca^{2+}$ -форме, образуя катионит в калиевой форме  $ППKK_n^+$  и соответствующий катион  $H^+$  или  $Ca^{2+}$ :



Ионы, содержащие фосфор, поглощаются почвенными анионитами. Рассмотрим схему поглощения дигидрофосфат-иона (составьте аналогичную схему для гидрофосфат-иона):



анионит  
в дигидрофосфат-форме

В зависимости от соотношения водородной формы катионита и гидроксоформы анионита почвенный раствор может или подкисляться, или подщелачиваться. Однако в целом фосфат калия является физиологически нейтральным удобрением, так как растение усваивает и катион, и анион.

Почвенный поглотительный комплекс переводит питательные элементы солевого питания растений в усвояемую форму и с этой точки зрения обеспечивает плодородие почв. Благодаря ППК становится возможным предотвращение полного вымывания солей.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Расшифруйте аббревиатуру ППК в применении к почвам и охарактеризуйте его биоэкологическую роль.
2. Поясните, что такое иониты, и назовите две их группы на основе поглощаемых ими видов ионов.
3. Проиллюстрируйте механизм действия ППК на примере: а) хлорида калия; б) дигидрофосфата аммония; в) нитрата аммония.

### **9.5. Важнейшие особенности почв и некоторые их виды**

Почвы Земли, как совокупность особых природных тел, имеют свои специфические особенности. Рассмотрим некоторые из них.

1. Почвы являются результатом глобальных процессов взаимодействия, возникших при эволюции компонентов растительного и животного мира с абиотическими компонентами (горных пород, климата и др.) окружающей среды.

2. Почвы представляют собой верхний, небольшой по мощности слой земной поверхности, возникший за счет коррозии поверхностных горных пород (по Вернадскому — это слой «благородной ржавчины»).

3. Почвы являются продуктом метаболизма (обмена веществ и энергии) организмов, тесно связанного с земной поверхностью, осуществляющего разные виды круговорота веществ в природе: геологического, биогеохимического и др.

4. Важнейшим и специфическим свойством почв является плодородие.

5. Существенная особенность почв состоит в огромном многообразии образующих ее химических соединений.

6. Почвы Земли характеризуются большим многообразием видов, что связано с многообразием условий на поверхности Земли.

Рассмотренные особенности почв показывают, что одинаковых, идентичных почв на Земле нет. Почвы имеют сложную классификацию, которая рассматривается в курсе почвоведения. В 9.2 рассмотрена классификация почв по минеральному составу. Крат-

ко рассмотрим виды почв по экологическим и региональным признакам на примере почв Российской Федерации. В нашей стране имеются дерново-подзолистые, бурые лесные (буроземы), серые лесные, черноземы (лугово-черноземные, луговые и др.), болотные (болотно-низинные, лугово-болотные и др.), каштановые, бурые пустынные, красноземы, желтоземы и др. Каждый из названных видов почв подразделяется на подвиды. Виды почв связаны с определенными регионами. Разные виды почв характеризуются своими специфическими свойствами (составом, структурой pH почвенного раствора и т. д.). На разных почвах выращивают различные культуры.

В России широко представлены подзолистые почвы. Это кислые почвы с относительно невысоким плодородием.

Наибольшим плодородием среди российских почв обладают черноземы. Они богаты гумусом, имеют ярко выраженную структуру, обеспечивающую благоприятные для растений воздушный и водный режимы.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Перечислите основные особенности почв, отличающих их от других природных тел.
2. Поясните, с чем связано большое многообразие почв на Земле.
3. Назовите три вида почв, характерных для России.
4. Поясните, почему черноземы обладают высоким плодородием.

## **9.6. Химическая мелиорация как способ повышения плодородия**

Для почв с малым плодородием возникает необходимость его повышения. Одним из способов повышения плодородия почв является химическая мелиорация.

Совокупность мероприятий с применением химических соединений, изменяющих условия произрастания культурных растений за счет изменения параметров почв (реакции среды, солености, состава почвенного поглотительного комплекса), называется *химической мелиорацией почв*.

Проведение мероприятий по химической мелиорации почв диктуется необходимостью наличия определенных параметров почвенной среды (pH, солености и др.), определяющих возможности оптимальной жизнедеятельности культурных растений с целью получения высоких урожаев.

Известно, что нитрифицирующие и азотфиксирующие бактерии нормально функционируют в нейтральной среде (pH = 7), паразитические грибы в кислой среде (pH = 4), ячмень в нейтрально-кислой среде и на разных этапах развития требует различных

значений pH (в первые 20 дней для него оптимален pH = 5, а последующее время вегетации ему необходима нейтральная среда).

Установлено, что в щелочных средах в почвенных растворах содержание ионов кальция не соответствует требованиям агротехники и для успешного выращивания многих сельскохозяйственных культур необходима его коррекция. Культурные растения чувствительны к избытку хлоридов в почвенном растворе. Поэтому в химической мелиорации существуют два направления: *известкование и гипсование почв*.

### 9.6.1. Известкование почв

Внесение основных веществ, снижающих кислотность почв, называется *известкованием*.

В качестве основных веществ используют главным образом соединения кальция, имеющие общее название «известки», поэтому этот метод химической мелиорации называют известкованием. Основным известкующим веществом является известняк (карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ ). Используют как природный известняк, так и искусственный, входящий в состав отходов производства. При возможности (и необходимости) в известковании применяют *гашеную известь*  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; наиболее эффективна *пушонка* — рыхлый, легко рассеивающийся порошок; *кипелку* (оксид кальция  $\text{CaO}$ ), ее использование требует большой осторожности, так как она жадно взаимодействует с водой, которая нагревается и вызывает ожоги при попадании на кожу. Известкующими веществами являются доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  и жженая магнезия  $\text{CaO} \cdot \text{MgO}$ .

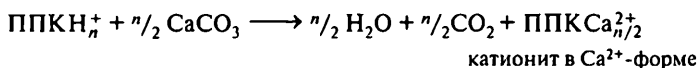
Известкующими реагентами являются отходы производства (сланцевая зола и др.).

**Сланцевая зола** — отход сжигания горючих сланцев, содержит до 60% оксидов кальция и магния, а также соединения калия, серы, фосфора, микроэлементов, что делает эту смесь не только известкующей, но и удобряющей.

**Дефекат** — отход производства сахарозы, содержит карбонат кальция, гашеную известь и органические вещества.

**Доменные и мартеновские шлаки, белитовая мука** — отходы производства алюминия, которые содержат соединения кальция и магния.

Механизм известкования можно проиллюстрировать схемой:



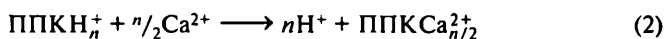
Для рационального проведения известкования необходимо исследовать параметры конкретной почвы, учитывать биологические особенности возделываемой культуры, технические характеристики известкующего реагента.

### 9.6.2. Гипсование почв

Внесение природного гипса с целью снижения щелочности среды и улучшения свойств почвенного поглощающего комплекса называется **гипсованием почв**.

Необходимость гипсования почв связана с тем, что существуют щелочные почвы (с  $pH = 9$  и выше), почвенный раствор которых содержит высокое содержание карбоната натрия (сода) за счет гидролиза, создающего щелочную среду. Сода плохо вымывается. Гипсование снижает  $pH$  почвенного раствора за счет взаимодействия ионов кальция с водородной формой ППК, а карбонат-ионы связываются ионами кальция, образуя нерастворимый карбонат кальция.

Известкование реализуют тонкоизмельченным *природным гипсом* (двуводным сульфатом кальция  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ). Кроме него можно использовать отход производства суперфосфата — фосфогипс, а также природный минерал *глиногипс*, который является рыхлым в естественных условиях. Механизм гипсования можно проиллюстрировать схемой:



Гипсование щелочных почв позволяет существенно повысить плодородие щелочных почв.

#### Задания для самостоятельной работы

1. Поясните, что такое химическая мелиорация почв, и докажете ее необходимость.
2. Перечислите основные виды химической мелиорации и назовите их главное различие.
3. Докажите необходимость: а) гипсования; б) известкования.
4. Охарактеризуйте механизм: а) гипсования; б) известкования.

## Глава 10

## КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИИ УДОБРЕНИЙ

### 10.1. Общая характеристика удобрений

**Удобрениями** называются вещества, повышающие плодородие почв и способствующие повышению урожаев сельскохозяйственных культур.

В технике удобрения называются **туками**, а их производства — **туковой промышленностью**.

Существует несколько классификаций удобрений.



**1. По происхождению.** В этом случае выделяют органические и минеральные (неорганические) удобрения и органоминеральные смеси.

**Органическими** называются удобрения, представляющие собой комплекс химических соединений, содержащих питательные элементы для растений; это или отдельные вещества (карбамид и др.), или смеси веществ (отходы животноводства, останки животных, растений, продукты выделения диких животных и др.).

**Неорганическими удобрениями** называются неорганические вещества, содержащие в своем составе один или несколько питательных элементов для растений.

**2. По количеству питательного элемента, необходимого растению.** Согласно этой классификации, удобрения подразделяют на макроудобрения и микроудобрения.

**Макроудобрения** — это удобрения, содержащие макроэлементы (азот, фосфор, калий), которые необходимы растениям в большом количестве.

**Микроудобрения** — это удобрения, содержащие такие питательные элементы, которые необходимы растениям в очень малых количествах.

Микроудобрениями являются соли, содержащие медь, марганец, железо, иод, бром и т. д.

Макроудобрения подразделяют на *органические, неорганические и смешанные*.

Неорганические макроудобрения подразделяют: на *простые и комплексные*; последние подразделяют на *сложные и смешанные*.

Простые удобрения по составу подразделяют на *азотные, калийные и фосфорные*.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, что такое удобрения, и назовите их виды по происхождению.
2. Поясните, чем макроудобрения отличаются от микроудобрений; приведите примеры таких удобрений.
3. Поясните, чем простые удобрения отличаются от сложных; приведите примеры таких удобрений.

## **10.2. Свойства и получение калийных удобрений**

**Калийными** называются удобрения, которые в качестве питательного элемента содержат калий.

### **10.2.1. Характеристика калийных удобрений**

Рассмотрим наиболее применяемые калийные удобрения.

**Хлорид калия**  $KCl$  — хорошо растворимый в воде порошок, поэтому легко усваивается растениями. Его получают из *сильви-*

*нита*  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  методом дробной кристаллизации, так как растворимость хлорида калия сильно увеличивается с повышением температуры, а у хлорида натрия она практически не изменяется. Хлорид калия как удобрение получают в результате однократной кристаллизации; для повышения чистоты  $\text{KCl}$  проводят многократную дробную кристаллизацию.

Это физиологически кислое удобрение (содержит катион калия, поглощаемый ППК; в почвенный раствор выделяются катионы водорода). Хлорид калия следует применять при совместном известковании для нейтрализации возможного подкисления почвенного раствора. Представляет собой белое или сероватое вещество. Легко слеживается, поэтому для улучшения технологических свойств  $\text{KCl}$  гранулируют. Используют как основное (предпосевное) удобрение, так и в качестве подкормок в виде растворов. Недостатком хлорида калия является наличие в его составе хлорид-ионов, избыток которых может вызывать засоление почв.

В ряде случаев как калийное удобрение используют силвинит, но это может привести к засолению почв.

**Поташ** (карбонат калия)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  хорошо растворим. Щелочное удобрение, ценное для кислых почв. Содержится в золе подсолнечника; это позволяет утилизировать отмершие стебли подсолнечника как удобрение. Содержится он и в печной золе при сжигании дров и соломы.

**Сульфат калия**  $\text{K}_2\text{SO}_4$  как удобрение в чистом виде не применяют из-за дороговизны. Его используют в смеси с сульфатом или хлоридом магния. Это удобрение получают в результате взаимодействия хлорида калия с сульфатом магния по схеме:



Смесь хлорида магния и сульфата калия применяется как сульфат калия. Это белый или желтоватый кристаллический порошок, хорошо растворяется в воде. Постоянная влажность 1,2%; содержит 46—50%  $\text{K}_2\text{O}$ , практически не слеживается. Транспортируется в мешках или без тары.

**Каинит** — природный минерал  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Это сложное удобрение, содержащее два питательных элемента (калий и магний; последний — микроэлемент).

**Цементная пыль** — отход цементной промышленности, содержащий до 15%  $\text{K}_2\text{O}$ . Калий в этом удобрении содержится в форме карбонатов, сульфата и силиката. Выпускается в виде гранул. Применяется под культуры, отрицательно реагирующие на хлорид-ионы.

В качестве калийных удобрений можно использовать калийную или индийскую селитру  $\text{KNO}_3$  (нитрат калия). Это слож-

ное калийно-азотное удобрение, но из-за дороговизны его как удобрение используют редко. Имеются и другие калийные удобрения.

### 10.2.2. Распознавание калийных удобрений

1. При распознавании калийных удобрений учитывают их *растворимость*.

2. Наличие калия устанавливают по *окрашиванию* бесцветного пламени горелки в фиолетовый цвет, что видно через синее стекло. Этому могут мешать ионы натрия (окрашивают пламя в желтый цвет). Поэтому лучше использовать специальную реакцию на калий: к раствору, содержащему  $K^+$ , в нейтральной или уксуснокислой среде прибавляют кобальтинитрит натрия и наблюдают выпадение осадка желтого цвета.

Вид калийного удобрения определяют по аниону; *карбонат-ион* устанавливают по «вскипанию» при добавлении к раствору соляной или разбавленной серной кислоты; *хлорид-ион* — по выпадению белого творожистого осадка при добавлении раствора нитрата серебра; *сульфат-ион* — по выпадению белого кристаллического осадка, нерастворимого в разбавленной соляной кислоте при действии на испытуемый раствор хлорида (нитрата) бария.

### Задания для самостоятельной работы

---

1. Поясните, почему калийные удобрения относят к макроудобрениям.
2. Поясните, как из силвинита получить хлорид калия; назовите главный недостаток этого удобрения.
3. Поясните, почему печная зола и зола подсолнечника являются ценным калийным удобрением.
4. Рассчитайте содержание (в %) питательного элемента в хлориде калия. *Ответ:* 63,1%.
5. Опишите экспериментальное доказательство того, что данный вам образец удобрения является: а) сульфатом калия; б) поташом.

### 10.3. Свойства и получение азотных удобрений

*Азотными* называются удобрения, содержащие в качестве питательного элемента азот.

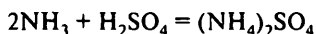
Эти удобрения содержат азот в аммонийной (аммиачной)  $NH_4^+$ , нитратной  $NO_3^-$  или в той и другой формах, а также в амидной  $-NH_2^+$  форме. Азот может входить в состав смешанных, сложных и комплексных удобрений.

### 10.3.1. Характеристика аммонийных удобрений

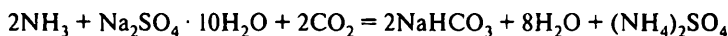
**Аммиак**  $\text{NH}_3$  — применяют водные растворы, реже — сжиженный аммиак. Жидкое удобрение, его распыскивают в дождевальных установках. Применяют как подкормку в период активной вегетации растений. Недостатком этого удобрения является токсичность аммиака в больших количествах. Удобрение получают растворением газообразного аммиака в воде. Сжиженный аммиак мало технологичен: он в первые моменты может оказывать вредное воздействие и на людей, и на растения. Аммиак растворяется в почвенном растворе с образованием катиона аммония  $\text{NH}_4^+$ .

Распознают аммиак или по запаху (органолептически), или по посинению влажной красной лакмусовой бумажки.

**Сульфат аммония**  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  — белое или сероватое, хорошо растворимое вещество. Получают поглощением аммиака серной кислотой:



Этот процесс экономически не выгоден, если применять синтетический аммиак. Поэтому используют отходящие газы, жидкую фазу продуктов коксохимии и др. Сульфат аммония получают из мирабилита (десятиводного сульфата аммония) действием на его водный раствор аммиаком и углекислым газом:



Это удобрение не слеживается, не гигроскопично, хорошо рассеивается туковой сеялкой. Хорошая растворимость как позитивна (хорошо усваивается растением), так и негативна (легко вымывается, поэтому может загрязнять природные воды). Ценность сульфата аммония состоит и в том, что он содержит серу, необходимую растениям.

В сульфате аммония, полученном на основе отходов коксохимического производства, содержатся примеси фенола, что резко снижает потребительские качества этого удобрения, так как фенол — ядовитое, экологически вредное вещество, особенно на бедных гумусом почвах.

**Сульфат аммония-натрия**  $\text{NaNH}_4\text{SO}_4$  — порошок желтоватого цвета, кристаллический, хорошо растворимый. Отход производства капролактама. Содержит примеси органических веществ (до 2,5%). Эффективен для сахарной свеклы, которая отзывчива на натрий в составе удобрения.

**Хлорид аммония**  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (нашатырь) — отход производства соды аммиачным способом. Физиологически кислое удобрение. Наличие хлора в его составе является причиной того, что он неприменим для культур, отрицательно относящихся к избытку

хлора. Хлорид аммония вносят осенью. Это обеспечивает вымывание хлорид-ионов, а катионы аммония усваиваются ППК.

**Гидрокарбонат аммония**  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  — ценное аммонийное удобрение. Получают из аммиака, углекислого газа и воды:



Высокоэффективное удобрение, содержит до 17% азота. Хорошо растворим и легко усваивается растениями. Вносят в почву весной и сразу заделывают в почву. Возможны потери при хранении за счет гидролиза (*напишите уравнение реакции гидролиза и объясните, почему она может протекать до конца*).

**Аммофос** — эквимолекулярная смесь гидро- и дигидрофосфатов аммония. Белый кристаллический порошок, хорошо растворимый в воде.

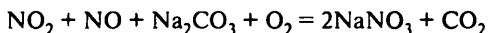
Сложное азотно-фосфорное удобрение, хорошо усваивается растениями. Физиологически нейтрально (усваиваются и катион, и анионы). Применяют для локального использования растением, помещая рядом с растением или с семенем. Получают действием аммиака на фосфорную кислоту:



### 10.3.2. Характеристика нитратных удобрений (селитр)

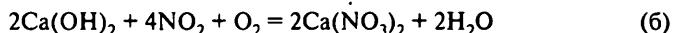
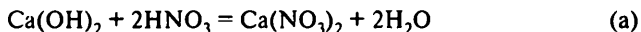
Соли азотной кислоты, применяемые в качестве удобрений, называются **селитрами**. Рассмотрим некоторые из них.

**Натриевая (чилийская) селитра** (нитрат натрия)  $\text{NaNO}_3$  содержит до 16% азота и 26% натрия. Образует месторождения в Чили (отсюда и произошло ее название). В промышленности получают при щелочной адсорбции нитрозных газов в присутствии кислорода. Адсорбентом является водный раствор соды:



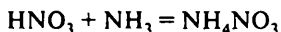
Белый или серый кристаллический порошок, хорошо растворим в воде, гигроскопичен. При правильном хранении практически не слеживается. Удобен для внесения в почву. Применяется для весеннего внесения, так как нитрат-ион не поглощается ППК и может вымываться.

**Кальциевая (шведская) селитра** (нитрат кальция)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  содержит до 15% азота. Желтоватое вещество в виде пластинок, сильно гигроскопичное, способное образовывать четырехводный кристаллогидрат. Хранить на воздухе нельзя. Получают взаимодействием извести или карбоната кальция с азотной кислотой (а) или поглощением нитрозных газов водной суспензией гашеной извести (б):



Кальциевая и натриевая селитры относятся к физиологически щелочным удобрениям, так как анионы усваиваются сильнее, чем катионы. Кальциевая селитра эффективна на дерново-подзолистых почвах, так как содержит кальций.

**Аммиачная селитра** (нитрат аммония)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — ценное концентрированное азотное удобрение, содержащее азот в аммонийной и нитратной формах. В ней содержится 35% азота (самый высокий процент по сравнению с другими азотными удобрениями, кроме мочевины). Хорошо растворима в воде; легко слеживается, поэтому требует гранулирования. Получают действием аммиака на азотную кислоту:

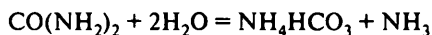


Физиологически нейтральное удобрение (усваивается и катион, и анион). Вносится в почву весной.

### 10.3.3. Характеристика амидных удобрений

Ряд азотных удобрений относятся к амидным соединениям. Рассмотрим некоторые из них.

**Мочевина (карбамид)**  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  — белое кристаллическое, хорошо растворимое вещество. Синтетическая мочевина содержит до 46% азота. При невысоких температурах малогигроскопична, при повышении температуры гигроскопичность возрастает. Слеживается, поэтому требует грануляции. При гранулировании при высокой температуре способна превращаться в биурет, который при концентрации более 3% по массе ядовит для растений (это необходимо учитывать при грануляции). Биурет в почве в течение 10—15 дней легко разлагается. Мочевина подвергается превращениям с образованием гидрокарбоната аммония, который является ценным аммонийным удобрением:



Поэтому мочевины следует вносить в почву заблаговременно (за 1—2 месяца до посева). В промышленности ее получают при взаимодействии диоксида углерода и аммиака:



Мочевина входит в состав разных компостов, так как является продуктом жизнедеятельности животных, включая человека. Ее используют как допосевное удобрение, так и в качестве подкормок. Она не вызывает ожогов корневых систем растений даже при концентрации до 1% в почвенном растворе.

**Цианамид кальция**  $\text{CaCN}_2$  содержит до 22% азота. Порошок темно-серого или черного цвета, малорастворим. Попадая в дыхательные пути, вызывает раздражение, поэтому требует осторожного обращения. В почве цианамид разлагается водой, пре-

вращаясь в цианамид водорода  $\text{H}_2\text{CN}_2$ , который не стоек и превращается в мочевины. Это физиологически щелочное удобрение (содержит  $\text{CaO}$ ), поэтому оно эффективно на кислых дерново-подзолистых почвах. Вносить это удобрение необходимо заблаговременно (*объясните почему*).

Рассмотренные азотные удобрения (кроме цианамидов кальция) являются легко растворимыми быстродействующими удобрениями. Их общим недостатком является вымываемость и накапливаемость в организмах растений. Последнее для растений не представляет вреда, однако для человека и теплокровных животных полученная продукция является экологически недоброкачественной вследствие токсичности свободных нитратов: они подвергаются различным превращениям, в результате которых в организме образуются токсины.

В настоящее время разработаны и внедряются в практику *медленнодействующие* азотные удобрения, сохраняющие в почве питательную ценность длительное время. Их получают реакцией конденсации мочевины с альдегидами (муравьиным, уксусным, кротоновым). В результате этих реакций образуются *мочевиноформальдегидные* удобрения (МФУ) и др. Они нерастворимы и содержат до 40% азота. Действие этих удобрений на урожай проявляется через год после внесения. Основным их недостатком — дороговизна по сравнению с традиционными удобрениями.

#### 10.3.4. Эффективность использования растениями азотных удобрений

Установлено, что растения усваивают внесенные азотные удобрения не полностью, так как их часть безвозвратно теряется. Потери внесенного азота происходят по следующим причинам:

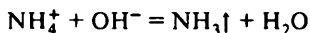
1. Вымывание растворимых азотных удобрений.
2. Денитрификация как аммонийного (до 20%), так и нитратного (до 30%) азота, при этом большая денитрификация происходит у нитратов на парках (до 60%). Денитрификация состоит в том, что азот, содержащийся в удобрении, превращается в оксид азота(I) или молекулярный азот. Из этого следует, что на парках нельзя применять быстродействующие азотные удобрения (особенно нитрат аммония), так как они практически полностью разлагаются. В этом случае эффективно использовать медленнодействующие удобрения.

#### 10.3.5. Распознавание азотных удобрений

1. При идентификации азотных удобрений учитывают их *растворимость*: они практически все хорошо растворимы, имеют белый или серый цвет.

2. Далее определяют *принадлежность* их к аммонийным (реакция на ион аммония) или нитратным (реакция на нитрат-ион) удобрениям.

**2.1. Реакция на ион аммония.** К удобрению (сухой соли или раствору) в пробирке добавляют концентрированный раствор щелочи (гидроксид натрия или калия). Полученную смесь нагревают. К поверхности пробирки, не касаясь ее краев (*объясните почему*) подносят влажную красную лакмусовую бумажку. Если она станет синей, то анализируемое удобрение содержит аммонийный азот. Аммиак можно определить и органолептически (по характерному запаху). Краткое ионное уравнение процесса имеет следующий вид:



**2.2. Реакции на нитрат-ион.** а) Твердую соль наносят на тлеющую лучинку: если это нитрат, то она вспыхивает ярким пламенем, соль при этом разбрасывается. Реакция основана на том, что при нагревании нитраты разлагаются с выделением молекулярного кислорода.

б) Исследуемое удобрение помещают в пробирку, прибавляют 1 мл концентрированной серной кислоты, затем медную стружку и нагревают. При нагревании раствор синее, и если это был нитрат, то наблюдается выделение бурого газа со специфическим запахом (это диоксид азота). Схема реакций такова: в концентрированном растворе присутствуют различные ионы, в том числе  $\text{H}^+$ , нитрат-ионы (т. е. концентрированная азотная кислота); они реагируют с медью, образуя диоксид азота, нитрат меди(II) и воду (*напишите уравнение этой реакции*).

**2.3. Идентификация мочевины.** Удобрение растворяют в воде, добавляют раствор сульфата меди(II) и концентрированный раствор щелочи, нагревают полученную смесь. Появление красно-фиолетового окрашивания доказывает, что удобрение — мочевина. Это биуретова реакция.

Катионы в нитратах устанавливают с помощью соответствующих качественных реакций; то же относится и к анионам кислотных остатков для солей аммония.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, почему азотные удобрения относят к макроудобрениям.
2. Назовите основные группы азотных удобрений, приведите примеры.
3. Рассчитайте содержание (в %) питательного элемента в азотных удобрениях: карбамиде, нитрате кальция, аммонийной и чилийской селитрах и расположите их в порядке возрастания эффективности (с позиций содержания питательного элемента).



4. Поясните, почему введение аммонийной селитры под пары неэффективно (эффективно).

5. Опишите экспериментальное доказательство того, что предложенные вам образцы удобрений являются: а) шведской селитрой; б) карбамидом; в) аммонийной селитрой; г) сульфатом аммония.

## 10.4. Свойства и получение фосфорных удобрений

**Фосфорными** называются удобрения, содержащие питательный элемент фосфор.

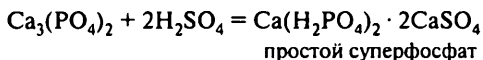
Фосфор входит в состав простых, комплексных, смешанных и других видов удобрений.

### 10.4.1. Особенности простых фосфорных удобрений

Простые фосфорные удобрения подразделяют на растворимые (однозамещенные), малорастворимые (двухзамещенные) и нерастворимые (трехзамещенные) фосфаты. В качестве удобрений применяют соли кальция и реже — магния. Получают простые фосфорные удобрения из апатитов и фосфоритов. Общая формула апатитов  $\{Ca_3(PO_4)_2\}_{2/n} \cdot CaX_2$ ; где X — ионы  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $OH^-$  и др. Формула фосфорита  $Ca_3(PO_4)_2$ .

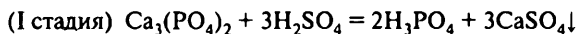
Рассмотрим некоторые простые фосфорные удобрения.

**Простой суперфосфат** — смесь 1 моль дигидрофосфата и 2 моль сульфата кальция; не указана вода. Его получают при взаимодействии фосфорита (апатита) и концентрированной серной кислоты в молярных отношениях 1 : 2:

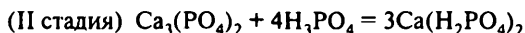


При получении его из фосфорита необходимо обеспечить исключение попадания в окружающую среду газов HF, HCl, которые токсичны для живого вещества. Простой суперфосфат — серовато-белое вещество, малорастворимое в воде (из-за наличия в нем сульфата кальция), применяется в гранулированном виде; обладает эффектом гипсования, поэтому способствует химической мелиорации почв; недостаток — относительно малое содержание питательного элемента, что удорожает транспортировку. Эффективен на почвах, требующих гипсования.

**Двойной суперфосфат** состоит преимущественно из дигидрофосфата кальция  $Ca(H_2PO_4)_2$ . Двойным называется потому, что его, в отличие от простого суперфосфата, получают в две стадии, при этом содержание фосфора в нем в два раза больше, чем в простом суперфосфате:

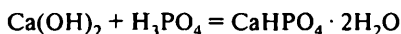


Фосфорную кислоту отделяют и проводят реакцию с фосфоритом:

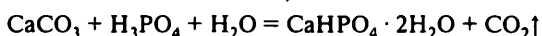


Двойной суперфосфат (после аммофоса) — наиболее ценное фосфорное удобрение, применяемое на любых почвах. Недостаток — большая дороговизна по сравнению с простым суперфосфатом. Экономичен при перевозках (*почему?*). По виду напоминает простой суперфосфат, но более растворим, чем последний.

**Преципитат**  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — двуводный гидрофосфат кальция; получают реакцией между гашеной известью и фосфорной кислотой в молярных отношениях 1 : 1:

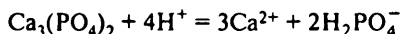


Его можно получать и при взаимодействии с карбонатом кальция (известняком или мелом):



Сероватое вещество, малорастворимое в воде, применяется как основное удобрение на любых почвах, более эффективен на кислых почвах.

**Фосфоритная мука** состоит преимущественно из фосфата кальция  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Представляет собой тонко измельченный природный фосфорит. Нерастворимое вещество; используют только на кислых почвах, так как возможна реакция, ионное уравнение которой



**Костная мука** состоит главным образом из фосфата кальция. Получается измельчением жженных костей; применяется аналогично фосфоритной муке (ее использование интересно как способ утилизации отходов животноводства и пищевой промышленности).

**Томасшлак** — измельченный отход производства стали конверторным методом, содержит фосфат кальция; применяется так же, как фосфоритная мука (его использование интересно как способ утилизации отходов производства).

#### 10.4.2. Особенности применения фосфорных удобрений

Ионы, содержащие фосфор, образуют с многозарядными катионами малорастворимые или практически нерастворимые вещества. Это приводит к переводу фосфора в состояние неусвояемой растением форме, что снижает эффективность фосфорных удобрений. Поэтому при внесении данных удобрений необходимо интенсивно перемешивать их с почвой, что способствует переходу фосфорсодержащих ионов в состав ППК, т. е. в форму, усвояемую растениями. Важным агротехническим мероприяти-

ем является внесение фосфорных удобрений в ранний период вегетации, когда они особенно необходимы растению. Это способствует нормальному развитию. Недостаток соединений фосфора в этот период вызывает фосфорное голодание, приводящее к резкому снижению урожая. Более позднее внесение будет практически неэффективным.

Установлено, что эффективность фосфорных удобрений повышается при наличии в почве оптимального количества азота и калия. Выявлено, что многолетнее внесение фосфорных удобрений в данную почву приводит к накоплению фосфорных соединений, и после десятилетий внесения таких удобрений можно несколько лет не вносить их и это не скажется на плодородии данной почвы (оно сохранится в течение нескольких лет).

### **10.4.3. Идентификация фосфорных удобрений**

1. При определении фосфорного удобрения нужно учитывать, что они малорастворимы (кроме аммофоса, который хорошо растворим).

2. Наличие фосфорсодержащих ионов устанавливают добавлением к вытяжке нитрата серебра: выпадение желтого осадка фосфатов серебра, растворимого в разбавленных растворах азотной кислоты, свидетельствует о наличии в веществе этих ионов.

3. Наличие ионов кальция можно установить по окраске бесцветного пламени: оно становится карминово-красным.

Для удобрений можно использовать реакцию. Удобрение смешивают с водой, отфильтровывают и к вытяжке добавляют раствор карбоната натрия: выпадение белого осадка свидетельствует о наличии ионов кальция; если реакция дополнительно сопровождается выделением газа, то это свидетельствует о наличии ионов магния.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, почему фосфорные удобрения относят к макроудобрениям.

2. Назовите наиболее важные фосфорные удобрения, напишите их формулы.

3. Поясните, чем простой суперфосфат отличается от двойного, напишите уравнения реакций их получения.

4. Рассчитайте содержание (в %) питательного элемента и расположите удобрения в ряд по возрастанию их эффективности: а) преципитат; б) фосфоритная мука; в) двойной суперфосфат; г) простой суперфосфат.

5. Опишите экспериментальное доказательство того, что предложенные вам образцы удобрений являются: а) суперфосфатом; б) аммофосом; в) фосфоритной мукой.

## 10.5. Свойства комплексных удобрений

Удобрение, содержащее в своем составе два и более питательных элемента, называется **комплексным**.

Комплексные удобрения подразделяют на сложные и смешанные. Рассмотрим особенности этих удобрений.

### 10.5.1. Особенности сложных удобрений

**Сложные** удобрения содержат два и более питательных элемента в одном веществе.

По составу среди сложных удобрений можно выделить калийно-азотные (нитрат калия), калийно-фосфорные (фосфат калия) и аммонийно-фосфорные удобрения (аммофос). На современном этапе экономически выгодно применение аммофоса в качестве удобрения, так как фосфат и нитрат калия дороги. Но с точки зрения физиологии растений эти вещества как удобрения весьма эффективны: они содержат два питательных элемента и физиологически нейтральны. Аммофос рассмотрен в 10.3.1.

### 10.5.2. Характеристика смешанных удобрений

**Смешанные** удобрения содержат три и более питательных элемента, являясь смесями разных удобрений (в том числе и органических), в определенных агротехнически обоснованных пропорциях.

К комплексным смешанным удобрениям относят отходы производства, нитрофоски и др.

**Нитрофоски** — разные удобрения, содержащие три питательных элемента: азот, фосфор, калий; могут включать в своем составе и микроэлементы.

Среди нитрофосок выделяют сульфатную, фосфорную и др. Рассмотрим принцип получения нитрофосок на примере сульфатной нитрофоски. Фосфорит обрабатывают смесью азотной и серной кислот, затем полученный продукт обрабатывают аммиаком и вводят в него определенное количество хлорида калия. Полученную смесь высушивают и гранулируют. В состав этой нитрофоски входят дигидрат гидрофосфата кальция (преципитат), моногидрат дигидрофосфата кальция, нитрат и хлорид аммония, хлорид и нитрат калия, сульфат кальция и примеси разных солей, перешедших из сырья в удобрение.

Нитрофоски высокоэффективны, так как по составу приближаются к «полному» (содержащему весь комплекс нужных питательных элементов) удобрению. Известно, что жизнедеятельность организма оптимальна только тогда, когда он получает весь комплекс необходимых факторов.

**Мартеновский фосфатшлак** — отход производства стали мартеновским методом. Кроме фосфора содержит примеси марганца, железа, магния. Является комплексным смешанным удобрением. Применяется так же, как томасшлак.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, чем комплексные удобрения отличаются от простых удобрений; приведите примеры.
2. Назовите основные группы комплексных удобрений; приведите примеры.
3. Поясните, почему нитрофоски относят к смешанным, а не к сложным удобрениям и причину их высокой эффективности.

## **10.6. Особенности микроудобрений**

Удобрения, содержащие в своем составе питательные микроэлементы, называются *микроудобрениями*.

Целый ряд микроэлементов (сера, кальций, магний, железо и др.) в форме микроудобрений не вносят, так как их содержание в почве достаточно велико и доступно растениям, а также потому, что многие из них входят в состав макроудобрений (кальций в состав суперфосфата и т. д.).

Важной особенностью микроудобрений является то, что доза их внесения мала, поэтому их перед внесением смешивают с макроудобрениями или используют в качестве подкормок в виде растворов. Некоторые микроэлементы (медь) вносят в форме средств борьбы с вредителями растениеводства.

Рассмотрим особенности некоторых микроудобрений.

**Медьсодержащие микроудобрения.** Наиболее часто применяемым веществом, составляющим основу для получения медных микроудобрений, является медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  — ярко-синее кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. В качестве медных удобрений можно использовать пиритные огарки, содержащие от 0,2 до 0,3% меди. Их вносят раз в 4—5 лет. Более распространено опудривание семян. Вносят медные удобрения и при внекорневых подкормках в виде водных растворов (расход удобрения 200—300 г соли на 1 га).

**Борные микроудобрения.** В качестве борных удобрений используют буру  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , техническую борную кислоту  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , бормагниевые удобрения и гранулированный боросуперфосфат. Наибольший эффект от борных удобрений получают при их внесении под сахарную и кормовую свеклу, лен и др. Вне-

сение этих удобрений должно быть строго дозированным, так как избыток соединений бора вреден из-за их токсичности.

**Марганцевые микроудобрения.** Необходимость внесения марганца в виде удобрения связана с тем, что, несмотря на большое содержание марганцевых соединений в почве, они недоступны растениям. В качестве таких удобрений применяют  $\text{MnSO}_4$  — сульфат марганца(II), марганизированный суперфосфат и отходы марганцевой промышленности.

Сульфат марганца дорог, поэтому его применяют в основном в тепличных хозяйствах. Наиболее дешевы отходы марганцевой промышленности. Марганцевый суперфосфат применяют как основное удобрение, сульфат марганца — в качестве подкормок или при опудривании семян. Наибольший эффект от применения марганцевых удобрений достигается на серых лесных почвах, слабощелочном черноземе при их внесении под овес, пшеницу, кормовые корнеплоды и др.

**Цинковые микроудобрения.** В качестве цинковых удобрений применяют  $\text{ZnSO}_4$  — сульфат цинка, ряд отходов производства цветных металлов, полимикроудобрения (ПМУ-7 и др.) и т. д. Полимикроудобрения (ПМУ) содержат оксиды цинка, алюминия, силикат цинка, небольшие количества соединений меди и марганца. ПМУ-7 вносят вместе с основными удобрениями, а растворы сульфата цинка используют в качестве подкормок. Цинковые удобрения эффективны на сероземах, черноземах, каштановых и серых почвах при их внесении под сахарную свеклу, хлопчатник, кукурузу и плодовые культуры.

**Молибденовые микроудобрения.** В качестве молибденовых удобрений применяют  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$  — молибдат аммония, отходы электроламповой промышленности, простой молибденизированный суперфосфат. Молибдат аммония смешивают с суперфосфатом либо опрыскивают растения его водными растворами при подкормках. Необходимость применения молибденовых удобрений связана с тем, что они сильно влияют на обмен соединений азота в растении, способствуют протеканию процессов азотфиксации. Недостаток соединений молибдена способствует накоплению нитратного азота в растении, что приводит к получению экологически недоброкачественной продукции. Следует строго дозировать эти удобрения, так как растения накапливают избыток соединений молибдена, что делает полученную продукцию неприменимой для использования из-за их токсичности для человека и других теплокровных животных.

**Особенности и перспективы применения микроудобрений.** Вещества, содержащие микроэлементы и применяемые в качестве

микроудобрений, как правило, токсичны для организмов в больших количествах, поэтому требуют тщательной дозировки внесения и соблюдения правил агротехники и безопасности работы с ними. Избыток микроудобрений, внесенных под те или иные культуры, приводит к получению экологически недоброкачественной продукции. Это необходимо знать каждому специалисту, занятому в сельском хозяйстве.

Перед учеными, занимающимися проблемами сельского хозяйства, стоят задачи разработки комплексных полимикроудобрений, значительно повышающих плодородие почв и практически не ухудшающих природные экологические процессы и качество продукции растениеводства.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите удобрения, являющиеся микроудобрениями; обоснуйте свой ответ.

2. Приведите примеры веществ и обоснуйте необходимость применения микроудобрений, содержащих: а) цинк; б) медь; в) бор; г) марганец; д) молибден.

3. Охарактеризуйте особенности применения микроудобрений, позволяющих получить экологически безопасную продукцию (приведите три обоснованных примера).

## **10.7. Органические удобрения и органоминеральные смеси. Экологическое воздействие удобрений**

Удобрения, состоящие из соединений углерода и содержащие питательные элементы, необходимые для растений, называются *органическими*.

К органическим удобрениям относятся природные смеси, отходы жизнедеятельности человека и других животных: фекалии, навоз, навозная жижа, птичий помет, гуано, бытовые и хозяйственные отходы, компосты, торф, навозно-соломенные смеси, ботва и остатки соломы в поле, зеленые удобрения и др.

В большинстве своем органические удобрения представляют собой сложные смеси органических и неорганических соединений, содержащие весь комплекс питательных элементов, необходимых растениям. Органоминеральные смеси относятся к полным удобрениям, что является их положительным свойством. Кроме этого, они улучшают структуру и технологические качества почвы, повышают содержание гумуса в ней. Наличие в органических удобрениях большого числа микроорганизмов повышает биологическую активность почвы. Но это достоинство может превратиться в недостаток, если среди этих микроорганизмов будут со-

держаться болезнетворные бактерии или вирусы. Это необходимо учитывать при работе с данными удобрениями, подвергать их специальной обработке, уменьшающей вероятность попадания болезнетворных микроорганизмов в почву.

Теоретически органические удобрения могут заменить минеральные. В табл. 10.1 приведены сведения о содержании питательных элементов в органических удобрениях. Данные таблицы показывают, что содержание питательных элементов невелико, что требует внесения больших масс органических удобрений и это снижает их экономическую эффективность (большие затраты на транспортировку). Поэтому эффективность таких удобрений можно повысить введением в них минеральных удобрений.

Заменить минеральные удобрения на органические полностью нельзя по следующим причинам:

1. Органические удобрения не всегда содержат питательные элементы в усвояемой растением форме и нужно время на перевод веществ, их содержащих, в усвояемую форму.

2. Необходимость больших масс органических удобрений на единицу площади, что удорожает их стоимость.

3. Некоторые органические удобрения могут содержать экологически опасные вещества (фекалии и др.), что ограничивает возможности их применения.

Тем не менее использование органических отходов в качестве удобрений имеет большое хозяйственное и общепромышленное значение, так как позволяет вовлечь продукты жизнедеятельности организмов (человека, животных, растений) в биохимический круговорот, утилизировать их и снизить расходы на производственную деятельность.

**Т а б л и ц а 10.1. Содержание питательных элементов в некоторых органических удобрениях, % (по массе)**

Удобрение	Содержание питательных элементов			
	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
Полуперегнивший навоз (влажность 75%)	0,50	0,25	0,60	0,70
Торф верховой (влажность 60%)	0,35	0,03	0,03	0,04
Торф низинный (влажность 60%)	1,05	1,14	0,07	0,14
Фекалии (влажность 60%)	0,67	0,33	0,20	0,10



Для превращения отходов производства и бытовой деятельности в удобрение их подвергают предварительной обработке — *компостированию*. Эти отходы (навоз, бытовой мусор, торф, солома и др.) послойно загружают в специальные ямы, заливают водой и выдерживают в течение нескольких месяцев, в результате чего получается *компост*.

Компост, как и другие органические удобрения (навоз, торф и т. д.), вносят под зяблевую вспашку. Для повышения эффективности компостов перед внесением их в почву вводят минеральные удобрения (суперфосфат, фосфорит и др.).

Некоторые органические удобрения вносят в почву сразу после их получения: подстилочный навоз и др. В почву сразу запахивают *зеленые удобрения* — *сидераты*, которыми являются посевы бобовых растений (люцерны, гороха, вики, бобов и др.).

Ценным, достаточно концентрированным азотным удобрением является гуано — сухой помет островных птиц, преобразовавшийся под воздействием внешних условий.

Применение удобрений значительно повышает плодородие, а следовательно, и эффективность растениеводства. Но это достигается соблюдением научно обоснованной агротехники. При использовании удобрений необходимо учитывать их влияние на окружающую среду. Неумеренное, агротехнически не обоснованное их применение может оказать вредное воздействие не только на почву, водоемы и другие природные объекты, но и на качество сельскохозяйственной продукции. Так, неправильное использование нитратов приводит к заражению ими пищевых продуктов (овощей и др.) и делает их непригодными к употреблению. Очень важно строго соблюдать агротехнические приемы по выращиванию сельскохозяйственных культур. Необходимо правильно хранить, транспортировать и вносить удобрения в почву. Избыточное внесение их в почву способствует ее засолению, приводит к попаданию удобрений в грунтовые воды, в воды озер, рек, вызывает бурное развитие синезеленых водорослей (*эвтрофикацию*), нарушающих баланс в развитии водных организмов и природные саморегулирующие процессы.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, чем отличаются удобрения от других химических соединений в плане их использования человеком.

2. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих преимущества органических удобрений по сравнению с неорганическими.

3. Поясните, что такое сидераты; охарактеризуйте их использование в растениеводстве.

4. Поясните, что такое фекалии, и охарактеризуйте технологию их использования в растениеводстве.

5. Приведите два обоснованных примера (один — позитивный, другой — негативный), иллюстрирующих экологическую роль удобрений.

## Глава 11

# СРЕДСТВА ХИМИЧЕСКОЙ ЗАЩИТЫ РАСТЕНИЙ

## 11.1. Характеристика и классификация пестицидов

Получению больших урожаев препятствует не только низкое плодородие почв, но и другие причины. Растения контактируют с природными растениями (сорняками) и различными животными, для которых они являются субстратом, пищей и др. За счет этого продуктивность растениеводства снижается, иногда очень значительно. Все это приводит к разработке мер защиты растений и нахождению химических соединений, оптимизирующих их рост и развитие. Для этих целей в растениеводстве применяют пестициды и другие вещества.

**Пестицидами** или **ядохимикатами** называются вещества, которые используют для химической борьбы с вредителями сельскохозяйственных растений и животных.

Пестициды иначе называют средствами химической защиты растений. По назначению их подразделяют на *зооциды* и *средства борьбы с грибами, сорняками и микроорганизмами*.

Зооциды подразделяют на *инсектициды* и *собственно зооциды*. Инсектициды по способу их попадания в организм насекомого подразделяют на *кишечные, контактные и дыхательные*.

Средства борьбы с грибами, сорняками и микроорганизмами подразделяют на *фунгициды, гербициды и протравители*.

В агротехнике применяют также пестициды, оптимизирующие технологию сельскохозяйственных работ, и вещества, влияющие на рост и развитие растений. К ним относят *дефолианты, десиканты, стимуляторы и ингибиторы роста* растений.

### Задания для самостоятельной работы

---

1. Поясните, что такое пестициды.
2. Назовите основные классы пестицидов.
3. Обоснуйте необходимость применения средств химической защиты растений.

## 11.2. Важнейшие зооциды, десиканты и дефолианты. Средства борьбы с сорняками и грибами

На культурные растения негативно воздействуют различные животные. Наибольший урон урожаю наносят теплокровные животные и насекомые. Для борьбы с ними применяют зооциды.

Ядохимикаты, применяемые для борьбы с животными, называются **зооцидами**.

Среди зооцидов наибольшее значение имеют инсектициды, акарициды и собственно зооциды.

**Акарициды** — ядохимикаты, применяемые для борьбы с клещами (молотая сера, гексахлоран и т. д.).

Пестициды, применяемые для борьбы с теплокровными животными, называются **собственно зооцидами** (крысид, дуст и др.).

**Инсектициды** — ядохимикаты, применяемые для борьбы с насекомыми.

Рассмотрим важнейшие группы инсектицидов.

**Контактные инсектициды** — ядохимикаты, попадающие в организм насекомого через покровы тела.

**Кишечные инсектициды** — ядохимикаты, попадающие в организм насекомого с пищей.

**Дыхательные инсектициды** — ядохимикаты, попадающие в организм насекомого через органы дыхания.

Многие инсектициды обладают комплексным действием. Зооциды могут быть как неорганическими, так и органическими веществами. Органические инсектициды являются или хлорсодержащими, или фосфорорганическими веществами. Рассмотрим некоторые из зооцидов.

**Зелень парижская** [ацетат-моноарсенит меди(II)]  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$  — порошкообразное вещество зеленого цвета. Получают из медного купороса и солей мышьяка (токсическое действие связано с наличием мышьяка и меди). Кишечный яд.

**Арсенит натрия** — смесь мета- и ортоарсенита натрия применяют в виде паст против саранчи и мышей; кишечный яд.

**Никотин**  $\text{C}_{10}\text{H}_4\text{N}_2$  — применяют сульфат никотина в виде водных растворов. Контактный яд, поэтому используется для борьбы с насекомыми, имеющими мягкие покровы тела (тля и др.).

**Гексахлоран** (дуст, гексахлорциклогексан)  $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$  — порошок, получающийся при совместном измельчении талька и гексахлорана; контактный яд; эффективен против саранчи. Его можно использовать и как акарицид. Применялся для борьбы с насекомыми в быту, но из-за высокой токсичности теперь практически для этого не используется.

**Фосфамид**  $(\text{CH}_3\text{O})_2\text{PONCH}_2\text{CONHCH}_3$  — контактный яд, токсичен для насекомых и безопасен для теплокровных животных.

**Хлорофос**  $(\text{CH}_3\text{O})_2\text{POCH}(\text{OH})\text{CCl}_3$  растворим в воде, применим для борьбы с мухами, клопами, оводами и т. д.; практически безвреден для теплокровных животных; может вызывать ожог листьев.

Средствами борьбы с сорной растительностью являются гербициды.

Пестициды, применяемые для борьбы с сорняками, называются **гербицидами**.

Разработаны гербициды избирательного действия, которые уничтожают одни виды растений, не действуя на другие. Гербицидами являются многие галогенопроизводные различных классов органических веществ, например **далапон** (2,2-дихлорпропиновая кислота)  $\text{CH}_3\text{CCl}_2\text{COOH}$ .

**Симазин**  $\text{C}_7\text{H}_{12}\text{N}_5\text{Cl}$  широко используют для уничтожения сорняков на посевах кукурузы, не влияя на возделываемую культуру.

**2,4-Д натриевая соль** (2,4-дихлорфеноксиацетат натрия) — эффективный гербицид. Эта соль является порошком сероватого или розоватого оттенка, которую применяют для прополки сорняков злаков (она токсична для двудольных растений) и для уничтожения деревьев и кустарников при проведении лесных работ.

Для борьбы с паразитическими грибами, кроме микроскопических, относящихся к микроорганизмам, используют фунгициды; паразитические микроорганизмы уничтожают протравителями.

Токсические вещества, применяемые для борьбы с грибами, называют **фунгицидами**.

**Протравители** — пестициды, применяемые для борьбы с микроорганизмами, микроскопическими грибами и вирусными заболеваниями растений.

Для оптимизации механической обработки посевов используют десиканты и дефолианты.

**Десиканты** — вещества, усиливающие процессы высушивания растений.

**Дефолианты** — вещества, вызывающие опадение листьев у растений.

Рассмотрим некоторые вещества, относящиеся к средствам обработки растений с целью оптимизации растениеводства.

**Бордоская жидкость** — продукт взаимодействия медного купороса с гашеной известью, смешанных в определенных пропорциях. Эффективный фунгицид и протравитель. Используют для обработки виноградников и плодовых культур.

**Серный цвет** (сера молотая) — порошок желтого цвета. Фунгицид, протравитель, акарицид. Используют для опыления виноградников, плодовых культур и цветников, а также для окулировки складских помещений сжиганием серы.

**Известково-серный отвар (ИСО)** получают кипячением водной суспензии гашеной извести с серой, в результате чего получается полисульфид кальция, являющийся фунгицидом, протравителем, акарицидом. Более технологичен, чем сера. Это жидкость оранжево-красного цвета, нестойкая при хранении. Изготавливают непосредственно перед употреблением. Применяют как серный цвет (кроме окулирования).

**Цианамид кальция**  $\text{CaCN}_2$  применяют не только как удобрение, но и как эффективный дефолиант, десикант и гербицид избирательного действия.

**Гидроцианамид натрия**  $\text{NaHCN}_2$  имеет свойства, аналогичные для цианамиды кальция, но первый более эффективен.

**Хлорат магния**  $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$  — белое, растворимое вещество, дефолиант, применяют для обработки хлопчатника.

Ценным органическим фунгицидом является формалин (30%-й раствор формальдегида в воде). Как фунгицид широко используют медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , сулему [хлорид ртути(II)]  $\text{HgCl}_2$  и ряд других веществ.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Поясните, чем дефолианты отличаются от: а) протравителей; б) десикантов; в) гербицидов.

2. Поясните, почему серный цвет используют в сельском хозяйстве.

3. Из углерода, водорода и хлора получите 1,2,3,4,5,6-гексахлорциклогексан и назовите группу ядохимикатов, к которым он относится.

4. Напишите формулу гексахлорбутадиена-1,3 и назовите группу пестицидов, к которым он относится, если известно, что его применяют для борьбы с филлоксерой.

5. Смешали водную суспензию гашеной извести и медный купорос в соотношениях, при которых на 1 моль сульфата меди(II) приходится 1 моль гидроксида кальция. Напишите уравнение этой реакции и поясните, как полученное вещество называется в растениеводстве и где оно применяется.

### **11.3. Стимуляторы и ингибиторы роста, гиббереллины. Пестициды и проблемы экологии**

В растениеводстве применяют вещества, которые влияют на развитие растений и позволяют целенаправленно воздействовать на него. В этой связи представляют интерес гиббереллины, стимуляторы и ингибиторы роста растений.

**Гиббереллины** — это физиологически активные вещества, стимулирующие рост и развитие растений, прорастание семян.

Известно более 60 таких веществ. Наиболее известна гибберелловая кислота.

Вещества, ускоряющие развитие растений, называются **стимуляторами развития растений**.

Рассмотрим некоторые из них.

**Этилен**  $C_2H_4$  (этен) способствует созреванию томатов, лимонов, апельсинов, дыни.

**Гетероауксин** — смесь бета-индолилуксусной кислоты с тальком (тальк — наполнитель; вместо него можно вводить крахмал). Таблетки, хорошо растворимые в воде. Применяют в виде водных растворов для ускорения образования корней у черенков разных пород деревьев и увеличения их приживаемости.

**Альфа-нафтилацетат калия**  $C_{10}H_7CH_2COOK$  — порошок серого или коричневого цвета, хорошо растворим в воде, применяется для ускорения корнеобразования у саженцев и черенков плодово-ягодных культур; задерживает развитие и распускание цветочных почек в ближайшую весну.

Вещества, замедляющие развитие растений, называются **ингибиторами развития растений**.

**Метилловый эфир альфа-нафтилуксусной кислоты** — ингибитор развития растений, который смешивают с наполнителем — глиной. Используют в виде порошка, который напыляют на клубни картофеля, которые не прорастают при хранении.

Используя пестициды, необходимо тщательно выполнять требования техники безопасности, так как многие ядохимикаты токсичны не только для вредителей сельского хозяйства, но и для человека и домашних животных.

Необходимо учитывать то обстоятельство, что не все ядохимикаты легко разрушаются в окружающей среде, они могут накапливаться в организмах растений и животных, вызывая генетические изменения в их организмах. Было установлено, что весьма эффективный зооцид ДДТ нельзя применять из-за того, что он практически не разрушается в окружающей среде, накапливается организмами (грибами и др.) до количеств, опасных для человека.

Некоторые вредители сельскохозяйственных растений приспособляются к часто применяемым ядохимикатам, приобретают устойчивость к их воздействию, поэтому использование последних теряет смысл. В настоящее время ставится задача применения более безопасных способов борьбы с вредителями растений (биологические методы и др.).

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, чем стимуляторы развития растений отличаются от гиббереллинов, приведите примеры.
2. Поясните, почему отказались от применения ДДТ, несмотря на то что это очень эффективный пестицид.
3. Поясните, как влияют пестициды на окружающую среду.

---

## ХИМИЯ В ЖИВОТНОВОДСТВЕ

### Глава 12

### ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ В ЖИЗНЕДЕЯТЕЛЬНОСТИ ЖИВОТНЫХ И ПОВЫШЕНИИ ПРОДУКТИВНОСТИ ЖИВОТНОВОДСТВА

#### 12.1. Химический состав организма животного

Животные, включая человека, как и растения, являются составной частью живого вещества Земли и населяют биосферу. Они по номенклатуре содержат те же вещества, что и растения, что доказывает общность происхождения всего живого на Земле. В организмах животных содержатся те же химические элементы, что и в растениях. Функции этих элементов во многом одинаковы, но имеются и различия.

Принципиальное различие животных и растений состоит в способности усваивать солнечную энергию. Растения — *автотрофы*. Они непосредственно усваивают солнечную энергию и синтезируют органические вещества своего тела из неорганических соединений. Животные являются *гетеротрофами*. Они солнечную энергию используют опосредованно, через энергию химических связей органических веществ, синтезированных растениями. Эти вещества для животных являются и источником энергии, и сырьем для синтеза собственных органических веществ, образующих их тело. Животные имеют и другие важные отличия от растений, но с позиций химии (точнее, биохимии) названное отличие является основным.

Животные, как и организмы других «царств», являются своеобразной «химической лабораторией», что важно понимать специалистам, занятым в сфере животноводства. В организмах животных содержатся вода, различные соли (неорганика), белки, нуклеиновые кислоты, жиры, углеводы и другие органические ве-

щества, биохимические функции которых близки к соединениям, содержащимся в растениях, но имеющие свою специфику.

Важнейшим элементом производственной деятельности животновода является кормление животных, что предполагает знание химии кормов и кормления. Животные продуцируют большое количество отходов, что предполагает знание химии соединений, образующих отходы, и особенностей их влияния на окружающую среду.

Продукция животноводства представляет собой сложный комплекс органических и неорганических веществ.

Рассмотрим в качестве примера состав молока человека и коровы.

Молоко человека содержит 3,5% жира, 1,1% общего белка, 7,5% лактозы (молочного сахара), 0,9% минеральных солей, 13% сухих веществ и др.

Молоко коровы содержит 3,8% жира, 3,3% общего белка, 4,7% лактозы, 0,7 % минеральных солей, 12,5% сухих веществ и др.

Сравнивая их состав, можно сделать вывод о ценности коровьего молока как продукта питания для человека.

Важнейшей составной частью продукции животноводства являются животные белки, отличающиеся по свойствам от белков растительного происхождения. Знание о химическом составе организмов животных необходимо для оптимальной деятельности работников, занятых в животноводстве.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, почему животноводам необходимо (не нужно) знание основ химии.
2. Поясните, в чем состоит общность организмов животных и растений; приведите три обоснованных примера.
3. Поясните роль биоорганических соединений в организме животного, сравните ее с организмами растений для: а) белков; б) жиров; в) углеводов.
4. Обоснуйте принципиальную разницу между животными и растениями с биохимических позиций.

## **12.2. Биологическая характеристика важнейших химических элементов в организмах животных и человека**

Изучение элементарного состава животных и растительных организмов показало, что они содержат примерно одинаковый набор химических элементов.

Животные (как и растения) содержат макроэлементы, которыми являются водород и кислород (содержание более 10%), уг-



лерод, азот, кальций (10—1%), фосфор, сера, калий (1—0,1%), магний, железо, натрий, хлор, алюминий (0,1—0,01%).

Важнейшими микроэлементами являются цинк, бром, марганец, медь, молибден (содержание 0,01—0,001%), иод, мышьяк, бор, фтор, свинец, титан, кремний, ванадий (0,001—0,0001%), хром, никель, серебро, кобальт ( $10^{-4}$ — $10^{-5}$ %). *(Сравните эти данные с содержанием этих элементов в растениях.)*

Роль **органогенов** (углерода, водорода, кислорода, азота) в организмах животных близка к таковой для растений с той лишь разницей, что эти химические элементы образуют органические вещества, характерные для животных.

Роль **фосфора** в организмах животных аналогична таковой для растений, но она у человека и других представителей типа хордовых дополняется тем, что этот элемент входит в состав неорганических фосфатов  $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$  и  $\text{CaHPO}_4$ , обеспечивающих прочность внутреннего скелета, а также фосфолипидов, являющихся составной частью мембран животных клеток.

**Калий** совместно с **натрием** регулируют поступление ионов в цитоплазму клеток: участвуют в деятельности «калий-натриевого насоса», благодаря которой ионы из разбавленных растворов переходят в более концентрированные (вопреки осмотическому давлению). Калий содержится вне клеток в меньшем количестве, чем внутри них. Это характерно для эритроцитов (красных кровяных телец). Ионы *калия* участвуют в проведении нервных импульсов, поддерживают электрический потенциал в органоидах клеток, участвуют в сердечной деятельности.

Ионы *натрия* создают осмотическое давление во внутренней среде организма. Их содержание вне клеток более высокое, чем внутри них. Эти ионы участвуют в водно-солевом обмене организма животных, являются компонентом «калий-натриевого насоса». Соли натрия (хлорид и др.) активно выводятся из организма, поэтому их необходимо постоянно включать в состав пищи животных.

**Кальций** в составе фосфатов обеспечивает механическую прочность опорно-двигательного аппарата и других частей скелета сельскохозяйственных животных. Ионы кальция участвуют в процессах свертывания крови, активизируют АТФ-синтазу (фермент синтеза АТФ) при мышечных сокращениях.

**Магний** в форме фосфатов входит в состав костной ткани, эмали зубов. Кроме этого, он содержится в некоторых ферментах (фосфатазы).

**Сера** входит в состав серосодержащих белков, некоторых аминокислот (цистин и др.). Она принимает участие в синтезе кофермента А, играющего большую роль в обмене жиров и углеводов. Сера участвует в синтезе кератинов (белков, входящих в

состав волос). Если происходит замена серы селеном, то происходит потеря волосяного покрова, нарушается обмен веществ.

**Хлор** — макроэлемент, не входящий в состав органических соединений в организме животного. Тем не менее он играет важную роль в жизнедеятельности человека и других животных. Хлорид-ионы являются противоионами катионов натрия, калия, кальция и др. Они, находясь в растворе, обеспечивают осмотическое давление в клетках и внутренней среде организмов, принимают участие в водно-солевом обмене, создании разности потенциалов на поверхностях клеточных мембран. Хлорид-ионы — составная часть соляной кислоты, которая в желудке животных способствует гидролизу белков. За счет этих ионов реализуется «хлоридное смещение», играющее существенную роль в транспорте углекислого газа при дыхании («хлоридное смещение» означает активное поступление ионов  $\text{Cl}^-$  внутрь эритроцитов, при этом ионы  $\text{HCO}_3^-$  выделяются из эритроцитов в плазму крови).

Остальные химические элементы функционально рассматриваются как микроэлементы, независимо от их содержания в организме животного.

**Железо** входит в состав гемоглобина, пигмента ярко-алого или кроваво-красного цвета (цвет зависит от наличия кислорода, с ним связанного), играющего основную роль в реализации дыхания животных. Недостаток железа в организме приводит к заболеванию — малокровию.

**Марганец** — составная часть ряда ферментов (фосфатаз и др.). Его соединения регулируют рост и развитие костей, участвуют в обмене углеводов и жиров (без них невозможно осуществление цикла Кребса). Недостаток соединений марганца нарушает рост костей и обмена веществ в целом.

Соединения **кобальта** регулируют развитие эритроцитов, входят в состав ферментов, регулирующих обмен аминокислот, синтез ДНК. Кобальт — составная часть витамина  $\text{B}_{12}$ . Недостаток соединений кобальта вызывает перциозную анемию.

**Хром** — *d*-элемент с переменной степенью окисления, поэтому его соединения регулируют окислительно-восстановительные реакции (ОВР) в организме животных, а также регуляции усвоения глюкозы тканями животных. Хром входит в состав пепсина — фермента, способствующего гидролизу белков в желудке.

Соединения **меди** (гемоцианы) являются переносчиками молекулярного кислорода и углекислого газа у некоторых беспозвоночных (вместо гемоглобина). Они регулируют некоторые ОВР. Тирозиназа, содержащая медь, регулирует синтез меланина

(пигмента кожи). Недостаток соединений меди в организме вызывает альбинизм (белый цвет волос и кожи).

**Цинк** входит в состав ферментов (карбоксинтетаза и др.), регулирующих переваривание (гидролиз) белков. Он содержится в карбоангидразе, регулирующей перенос углекислого газа в крови человека и других позвоночных.

Соединения **алюминия** входят в состав тканей и межклеточных растворов в организме животных. Избыток ионов алюминия может вызвать отравление.

**Фтор** входит в состав костной ткани и эмали зубов. Недостаток соединений фтора в организме вызывает кариес зубов.

**Иод** — составная часть тироксина, регулирующего обмен веществ (в целом), повышающего возбудимость нервной системы. Вреден как недостаток, так и избыток поступления иода в организм. Избыток тироксина вызывает базедову болезнь, а недостаток — или кретинизм (в молодом возрасте), или микседему (в зрелом возрасте).

Изучая влияние химических элементов, особенно микроэлементов, на организм человека и других животных, следует учитывать тот факт, что многие соединения, их содержащие, токсичны. Эти вещества требуют осторожного обращения. Введение таких веществ в пищу или применение как лекарств возможно только по рекомендации специалиста (врача). Лучшим способом попадания соединений разных элементов в организм является использование «естественных» смесей в форме пищи, которая должна быть сбалансированной и полноценной.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Охарактеризуйте роль в организме животного: а) водорода; б) кислорода; в) фосфора; г) бора; д) железа.
2. Поясните, в чем состоит различие роли фосфора в организмах животных и растений.
3. Поясните, почему хлорид натрия является обязательным компонентом пищи животного.
4. Назовите последствия постоянного недостатка в пище телят соединений: а) кальция; б) натрия.

### **12.3. Химические соединения, применяемые в животноводстве**

Животноводы в своей производственной деятельности контактируют с животными, представляющими сложный комплекс органических и неорганических веществ (см. 12.1). В процессе жизнедеятельности животные выделяют различные газообразные, жидкие

и твердые продукты, являющиеся сложными смесями различных веществ, воздействующих на человека и окружающую среду. Для нормальной жизнедеятельности животных необходимо поступление в их организм пищи, которая также является комплексом химических соединений. Как правило, домашние животные питаются растительной пищей, т. е. углеводами, жирами и белками растительного происхождения.

Для получения экологически чистой, высококачественной продукции, рационального ведения хозяйства специалист-животновод применяет различные добавки, представляющие собой вещества разных классов органических и неорганических соединений.

Вещества, входящие в состав отходов производства, необходимо утилизировать, поэтому животноводы применяют различные способы их обработки и использования в своем хозяйстве. В больших количествах животноводы применяют воду и водные растворы различных веществ. Металлы и изделия на их основе широко применяют в животноводстве в качестве сельскохозяйственных машин и элементов животноводческих помещений. Большое место в деятельности животноводов занимают горюче-смазочные материалы, без которых невозможна работа сельскохозяйственной техники.

Вещества, применяемые в животноводстве, оказывают определенное воздействие на человека и природные экологические процессы, что необходимо учитывать при организации производственной деятельности специалиста-животновода.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Назовите важнейшие классы неорганических веществ, применяемых в деятельности животновода; приведите примеры конкретных веществ.
2. Назовите важнейшие классы неорганических веществ, применяемых в деятельности животновода; приведите примеры.
3. Приведите примеры веществ, входящих в состав: а) навоза; б) животноводческой продукции; в) техники, применяемой в животноводстве.

## **12.4. Общая характеристика состава кормов и их химической обработки**

Животноводство — сложная и многообразная отрасль сельского хозяйства, включающая в себя свиноводство, птицеводство и т. д. Животноводы выращивают различных животных, которые употребляют разные корма. Поэтому в животноводстве существует особая отрасль — *кормопроизводство*, предметом которой является изучение и рациональное использование кормов.

**Корма** — это комплекс химических соединений естественного или искусственного происхождения, обеспечивающий нормальную жизнедеятельность сельскохозяйственных животных.

По содержанию воды в кормах их подразделяют на сочные и грубые.

Корма, содержащие 70—80% воды, называются **сочными**.

Зеленая масса, полученная при скашивании трав (клевера, люцерны и др.), корнеплоды кормовой свеклы, клубни картофеля и т. д. являются сочными кормами. К ним относят и силос, изготовленный из разных растений (кукурузы, подсолнечника и др.).

Корма, содержащие менее 20% воды, называются **грубыми**.

Сено, сенаж, солома, зерно различных растений (овса, пшеницы, кукурузы и др.) относят к грубым кормам.

Количественной характеристикой питательности корма является кормовая единица.

Наличие питательных веществ, соответствующее их содержанию в 1 кг овса, называется **кормовой единицей**.

Чем больше питательных единиц в единице массы корма, тем более питательным он является. По питательности корма подразделяют на **мало-** и **высококонцентрированные**.

**Малоконцентрированными** являются все сочные и грубые незерновые корма.

Рассмотрим химический состав кормов на примере клевера и кукурузы.

Клевер (зеленая масса) содержит до 75% воды, 3% белка, жиров, 10% усвояемых углеводов, 6% клетчатки, 3% золы и др.

Кукуруза (зерно) содержит до 15% воды, 9% белка, 4,7% жиров, 66% усвояемых углеводов, 2% клетчатки, 1,5% золы и др.

Сравнивая их состав, можно видеть, что питательная ценность кукурузы значительно превышает таковую для клевера.

Необходимо отметить, что легче усваиваются сочные корма, содержащие химические соединения в более усвояемой форме. Известно, что каждое животное употребляет в пищу привычные для них корма (кур нельзя кормить соломой, а крупный рогатый скот — необработанным зерном пшеницы или соломы). Поэтому корма подвергают обработке с целью повышения эффективности их использования.

Одним из способов обработки кормов является **силосование**, которое способствует повышению питательной ценности и сохранности кормов.

Выдержка корма при низкой аэрации в силосных ямах, сопровождающаяся биохимическими процессами, в результате которых повышается усвояемость компонентов корма, называется **силосованием**.

Силосованию подвергают зеленую массу кукурузы, подсолнечника, кормовых трав (клевер, вика и др.) и т. д. По способности к силосованию растения подразделяют на **легкосилосующиеся** (ку-

куруза, сорго, подсолнечник, суданская трава и др.), *трудносило-сующиеся* (клевер, бобовые и злакобобовые смеси и т. д.) и *несило-сующиеся* (люцерна, эспарцет и др.).

Продукт силосования — *силос* используют в корм крупному рогатому скоту. Для получения высококачественного силоса его подвергают химическому консервированию.

**Химическое консервирование кормов (ХКК)** — это введение различных веществ, увеличивающих длительность их сохранности и потребительских качеств.

Химическое консервирование делает возможным повышение сохранности влажного фуражного зерна и сена. Для ХКК используют разные добавки. Рассмотрим некоторые из них.

**Муравьиная кислота**  $\text{HCOOH}$  — легкоподвижная жидкость со специфическим запахом, самая сильная из предельных органических кислот, вызывает жжение и раздражение верхних дыхательных путей. Предельно допустимая концентрация в воздухе (ПДК) составляет  $1 \text{ мг/м}^3$ . Вводится в силос в количестве 3—5 л/т.

**Уксусная кислота**  $\text{CH}_3\text{COOH}$  — жидкость, хорошо растворимая в воде, с запахом уксуса; вызывает жжение, ожог; ПДК =  $5 \text{ мг/м}^3$ . Вводится в количестве 5 л/т в силосующиеся и трудно силосующиеся культуры.

**Пропионовая кислота**  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$  — жидкость, растворимая в воде, вызывает жжение, ожоги, раздражение верхних дыхательных путей. ПДК =  $2 \text{ мг/м}^3$ . Вводится в силос в количестве 3—5 л/т.

**Концентрат низкомолекулярных кислот** — НКМК, является смесью 1—3 кислот; может включать масляную кислоту  $\text{C}_2\text{H}_5\text{CH}_2\text{COOH}$ , но ее содержание не должно превышать 5% при общем содержании кислот 65%. Вводится в силос в количестве 3—5 кг/т.

**Бензойная кислота**  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  — белое твердое кристаллическое вещество. Попадая на слизистые оболочки в пылеобразном состоянии, вызывает их раздражение. Вводится в силос в количестве 2—4 кг/т.

**Пиросульфит натрия**  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$  — твердое белое кристаллическое, растворимое вещество с запахом сернистого газа; легко разлагается водой с выделением диоксида серы, который вызывает раздражение слизистых оболочек глаз и т. д. ПДК диоксида серы составляет  $5 \text{ мг/м}^3$ . Пиросульфит вводится в количестве 5 кг/т (в несилосующиеся и трудно силосующиеся культуры).

Химические консерванты кормов подавляют деятельность гнилостных и маслянокислых бактерий, тормозят развитие мо-

лочнокислых бактерий и грибов, за счет чего сохраняется высокая сахаристость и пищевая ценность корма.

Консервацию кормов можно осуществлять сушкой. Сухие корма становятся грубыми и для оптимизации их использования корма подвергают обработке. Особенное значение это имеет для соломы. Химическая обработка соломы проводится аммиачной водой, жидким аммиаком  $\text{NH}_3$ , едким натром  $\text{NaOH}$ , кальцинированной содой  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , гашеной известью  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , мочевиной  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , гидрокарбонатом аммония  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ .

Обрабатывая солому аммиаком, скирду накрывают полиэтиленовой пленкой и вводят или аммиачную воду (120 л 25%-го раствора на 1 т), или жидкий аммиак (30 л на 1 т соломы), выдерживают 5—6 дней, открывают, проветривают. Солома готова к скармливанию. Ее питательная ценность повышается на 0,4 кормовой единицы/кг.

Химические добавки применяют для приготовления комбикормов.

**Комбикорм** — сложная однородная смесь разных кормовых веществ и микродобавок, измельченных до однородной крупности, обеспечивающих полноценное питание животных.

Комбикорма подразделяют на полноценные и концентрированные комбикорма.

**Полноценным** называется комбикорм, содержащий в своем составе весь набор питательных веществ, необходимых для организма по норме. Смесь зерна и травы для птиц является полноценным комбикормом.

**Концентрированным** называется комбикорм, содержащий питательных элементов больше, чем полноценный, и используемый как добавка к сочным и грубым (малоконцентрированным) кормам.

Для приготовления концентрированных комбикормов используют различные добавки. Рассмотрим некоторые из них.

**Премиксы** — однородная смесь измельченных до необходимой крупности микродобавок (витаминов, соединений микроэлементов, аминокислот, антибиотиков и др.) и наполнителя.

Существуют разные виды премиксов, которые могут содержать витамины (А, В, Е и др.), транквилизаторы, лекарственные вещества, ферменты, биологически активные вещества и др.

**Белково-витаминные добавки (БВК)** — смеси веществ, приготовленные биотехнологическими методами, содержащие белки и витамины.

В производстве БВК используют различные микроорганизмы, в частности бактерии на субстрате, представляющие собой смесь

высших парафинов, выделенных из нефти. Однако эти добавки оказались малоприменимыми из-за негативного влияния на животных (пылеватые частицы вызывали у них астму), из-за чего снизились и экологические качества продукции. Это диктует необходимость работ по улучшению качества добавок и технологий их использования.

**Балансирующие кормовые добавки (БКД)** — это однородные смеси, содержащие кормовой фосфат, поваренную соль, мел, карбамидный концентрат, костную муку и высокобелковые смеси растительного и животного происхождения (шроты соевый и подсолнечный, горох, рыбная мука и др.).

**Карбамидный концентрат** — составная часть БКБ, содержащая 60% перевариваемого белка. **Шрот** — вещество, которое получается после отжатия масла из семян (сои, подсолнечника и др.).

БКД применяют для изготовления комбикормов на основе зернофуража, введением их в зерновые смеси в количестве 5—25% от массы исходного корма.

В комбикорма вводят также сахарозу, кормовой жир, лецитин (жироподобное вещество — фосфатид богат фосфором), костную муку (смесь фосфата кальция и органических веществ, входящих в состав костей), техническую сахарозу и т. д.

### **Задания для самостоятельной работы**

---

1. Поясните, что такое кормопроизводство, корм, комбинированный корм.

2. Поясните, чем сочные корма отличаются от грубых кормов.

3. Обоснуйте необходимость химической обработки кормов.

4. Рассчитайте предельно допустимое содержание углекислого газа (в г) в помещении фермы, длина которой 15 м, ширина 5 м, высота 3 м, если известно, что углекислого газа в атмосфере содержится 0,03% по объему. *Ответ:*  $\sim 0,2 \text{ г/м}^3$  ( $0,196 \text{ г/м}^3$ ).

5. Рассчитайте массу уксусной кислоты, которую нужно добавить в 5 т силосующейся массы. *Ответ:* 25 кг (считая  $\rho = 1$ ).

6. Приведите обоснованный пример, иллюстрирующий возможность повышения питательности соломы.

7. Предложите рецептуру приготовления корма для крупного рогатого скота, чтобы этот корм был полноценным.

8. Поясните, что такое концентрированный комбикорм, как его готовят и как применяют.



## ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Знание основ химии в сельском хозяйстве позволяет студенту сформировать профессиональные компетенции и реализовать то, что носит название «химизация сельского хозяйства», которая подразумевает применение разных химических соединений (минеральных веществ, органических удобрений и их смесей, ядохимикатов, средств для мелиорации, ветеринарных препаратов, кормовых добавок, искусственных субстратов, консервантов, сохраняющих продукцию, полимерных пленок в защищенных грунтах и т.д.). И сам человек, и органическое вещество природы являются природным «реактором», в котором значительное место занимает агротехнический комплекс планеты.

Огромным представляется влияние сельского хозяйства на возникновение экологических проблем и их разрешение. Так, повышение плодородия почв невозможно без применения удобрений, средств защиты растений, в том числе и гербицидов, пестицидов, добавок. Оно может привести как к получению экологически загрязненной продукции, так и к непосредственному загрязнению природной среды и возникновению эвтрофикации, приводящей к смене биогеоценозов, а следовательно, изменению природного равновесия, что не всегда благоприятно для данного региона.

Это представляет собой предмет научных разработок, который необходимо постоянно осуществлять и учитывать при организации природосообразного землепользования. Необходимо постоянно находить способы замены методов химической борьбы с организмами, наносящими экономический вред сельскохозяйственным организмам (растениям, животным, грибам), другими методами (биологическими, технологическими и др.).

Перспективными являются исследования, связанные с разработкой новых технологий применения вновь синтезированных или уже существующих веществ в качестве химических соединений, в той или иной степени повышающих эффективность сельскохозяйственного производства и экологичность.

## РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : в 2 т. : учебник для академического бакалавриата / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
2. Ерохин, Н. Л. Химия : учебник / Н. Л. Ерохин. — 18-е изд., стер. — М., 2014.
3. Ерохина, Л. А. Химия в строительстве : учеб. пособие / Л. А. Ерохина, Н. С. Майорова. — Ухта, 2012.
4. Зайцев, О. С. Неорганическая химия / О. С. Зайцев. — М. : АСТ-Пресс, 2006.
5. Ким, А. М. Органическая химия / А. М. Ким. — Новосибирск : Сиб. унив. изд-во, 2004.
6. Кузьменко, Н. Е. Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы / Н. Е. Кузьменко, В. В. Ермин, В. А. Попков. — М., 2008.
7. Организация сельскохозяйственного производства/ под ред. Ф. К. Шакирова. — М. : Колос, 2008.
8. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия / Н. Н. Павлов. — М. : Дрофа, 2002.
9. Реми, Г. Курс неорганической химии / Г. Реми. — М. : Мир, 1972.
10. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия. Современный курс : учеб. пособие для бакалавров / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
11. Тупикин, Е. И. Общая биология с основами экологии и природоохранной деятельности / Е. И. Тупикин. — 11-е изд., стер. — М. : Академия, 2014.
12. Тупикин, Е. И. Тематический контроль по химии : в 2 ч. / Е. И. Тупикин. — М. : Интеллект-Центр, 2003.
13. Тупикин, Е. И. Химия / Е. И. Тупикин. — М. : Дрофа, 2009.
14. Хомченко, Г. П. Сборник задач по химии для поступающих в вузы / Г. П. Хомченко, И. Г. Хомченко. — М. : Новая волна, 2009.
15. Хомченко, Г. П. Пособие по химии для поступающих в вузы / Г. П. Хомченко. — М. : Новая волна, 2006.

## **Новые издания по дисциплине «Химия» и смежным дисциплинам**

1. Александрова, Э. А. Химия неметаллов : учебник и практикум для СПО / Э. А. Александрова, И. И. Сидорова. — 3-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб.-практ. пособие для СПО / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 14-е изд. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
3. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для СПО / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 19-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
4. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 2 : учебник для СПО / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 19-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
5. Зайцев, О. С. Химия. Лабораторный практикум и сборник задач : учеб. пособие для СПО / О. С. Зайцев. — М. : Издательство Юрайт, 2017.
6. Мартынова, Т. В. Химия : учебник и практикум для СПО / Т. В. Мартынова, И. В. Аргамонова, Е. Б. Годунов ; под ред. Т. В. Мартыновой. — М. : Издательство Юрайт, 2017.
7. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. Часть 2. Химия элементов : учебник и практикум для СПО / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017.
8. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 1. Теоретические основы : учебник и практикум для СПО / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017.
9. Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для СПО / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
10. Олейников, Н. Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учеб. пособие для СПО / Н. Н. Олейников, Г. П. Муравьева. — 3-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017.
11. Практикум по общей химии : учеб. пособие для СПО / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова, О. В. Нестеровой. — М. : Издательство Юрайт, 2016.

12. Росин, И. В. Химия. Учебник и задачник : для СПО / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
13. Смартыгин, С. Н. Неорганическая химия. Практикум : учеб.-практ. пособие для СПО / С. Н. Смартыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова. — М. : Издательство Юрайт, 2017.
14. Стась, Н. Ф. Справочник по общей и неорганической химии : учеб. пособие для СПО / Н. Ф. Стась. — 4-е изд. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
15. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1 : учебник для СПО / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
16. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2 : учебник для СПО / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
17. Тупикин, Е. И. Химия. В 2 ч. Часть 1. Общая и неорганическая химия : учебник для СПО / Е. И. Тупикин. — 2-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017.
18. Тупикин, Е. И. Химия. В 2 ч. Часть 2. Органическая химия : учебник для СПО / Е. И. Тупикин. — 2-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017.
19. Хаханина, Т. И. Неорганическая химия : учеб. пособие для СПО / Т. И. Хаханина, Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
20. Химия : учебник для СПО / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал ; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016.
21. Химия. Задачник : учеб. пособие для СПО / Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. — М. : Издательство Юрайт, 2016.

**Наши книги можно приобрести:**

**Учебным заведениям и библиотекам:**  
в отделе по работе с вузами  
тел.: (495) 744-00-12, e-mail: [vuz@urait.ru](mailto:vuz@urait.ru)

**Частным лицам:**  
список магазинов смотрите на сайте [urait.ru](http://urait.ru)  
в разделе «Частным лицам»

**Магазинам и корпоративным клиентам:**  
в отделе продаж  
тел.: (495) 744-00-12, e-mail: [sales@urait.ru](mailto:sales@urait.ru)

**Отзывы об издании присылайте в редакцию**  
e-mail: [red@urait.ru](mailto:red@urait.ru)

**Новые издания и дополнительные материалы доступны  
в электронной библиотечной системе «Юрайт»  
[biblio-online.ru](http://biblio-online.ru)**

*Учебное издание*

**Тупикин Евгений Иванович**

# **ХИМИЯ В СЕЛЬСКОМ ХОЗЯЙСТВЕ**

Учебное пособие для СПО

Формат 60×90<sup>1</sup>/<sub>16</sub>.  
Печать цифровая. Усл. печ. л. 11,50.

**ООО «Издательство Юрайт»**  
111123, г. Москва, ул. Плеханова, д. 4а.  
Тел.: (495) 744-00-12. E-mail: [izdat@urait.ru](mailto:izdat@urait.ru), [www.urait.ru](http://www.urait.ru)