

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Томский государственный архитектурно-строительный университет»

Н.В. СУББОТИНА, Н.П. ГОРЛЕНКО

ХИМИЯ ВОДЫ И МИКРОБИОЛОГИЯ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ
ПО САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ

Томск
Издательство ТГАСУ
2014

УДК 543.39 (075.8)
ББК 24.46я7

Субботина, Н.В. Химия воды и микробиология [Текст]:
С-89 учебное пособие / Н.В. Субботина, Н.П. Горленко. – Томск: Изд-
во Том. гос. архит.-строит. ун-та, 2014. – 60 с.
ISBN 978-5-93057-635-1

Учебное пособие предназначено для организации самостоятель-
ной работы студентов. В пособии приведены: содержание данного
курса согласно стандартам Министерства образования и науки РФ, ви-
ды самостоятельной работы, примеры решения задач и задачи для са-
моконтроля.

Учебное пособие предназначено для студентов 2-го курса очной
формы обучения и студентов 2, 4 и 5-го курсов заочной формы обуче-
ния по направлению: 08.03.01 «Строительство», профиль 08.03.01_07
«Водоснабжение и водоотведение». Пособие рекомендуется для подго-
товки студентов к практическим занятиям, для выполнения индивиду-
альных заданий и контрольных работ.

УДК 543.39 (075.8)
ББК 24.46я7

Рецензенты:

О.А. Зубкова, кандидат техн. наук, доцент кафедры хи-
мии ТГАСУ;

Е.Б. Чернов, кандидат химических наук, доцент кафедры
химии Института естественных и технических наук Сургутского
государственного университета.

ISBN 978-5-93057-635-1

©Томский государственный
архитектурно-строительный
университет, 2014

© Н.В. Субботина, Н.П. Горленко, 2014

ВВЕДЕНИЕ

Согласно образовательным программам нового поколения студент для освоения программы специальности должен приобрести набор компетенций, т. е. результатом освоения программы специальности являются приобретаемые выпускником компетенции, которые позволяют применять знания, умения и личные качества в соответствии с задачами профессиональной деятельности. Компетенции выпускника по направлению подготовки непосредственно связаны с областью, объектами, видами и задачами профессиональной деятельности выпускника. Для формирования заявленных в ФГОС компетенций недостаточно привычных видов учебных занятий, новые требования предполагают применение новых технологий и форм реализации учебной работы. Одной из таких форм является самостоятельная работа студента (СРС).

Самостоятельная работа – это вид учебной деятельности, выполняемый учащимся без непосредственного контакта с преподавателем или управляемый преподавателем опосредованно через специальные учебные материалы; это неотъемлемое обязательное звено процесса обучения, предусматривающее прежде всего индивидуальную работу учащихся в соответствии с установкой преподавателя или учебника, программы обучения. Самостоятельная работа представляет собой особую, высшую степень учебной деятельности. Она обусловлена индивидуальными психологическими различиями учащихся и личностными особенностями и требует высокого уровня самосознания, рефлексивности. Самостоятельная работа может осуществляться как во внеаудиторное время (дома, в лаборатории), так и на аудиторных занятиях в письменной или устной форме.

Для повышения эффективности самостоятельной работы необходимо:

1) организовывать индивидуальные планы обучения с привлечением студентов к научно-исследовательской работе и по возможности, к реальному проектированию по заказам предприятий;

2) включение самостоятельной работы студентов в учебный план и расписание занятий с организацией индивидуальных консультаций на кафедрах;

3) создание комплекса учебных и учебно-методических пособий для выполнения самостоятельной работы студентов;

4) ориентация лекционных курсов на самостоятельную работу;

5) разработка заданий, предполагающих нестандартные решения;

6) проведение лекционных занятий в виде лекции-беседы, лекции-дискуссии, где докладчиками и содокладчиками выступают сами студенты, а преподаватель выполняет роль ведущего.

Такие занятия предполагают предварительную самостоятельную проработку каждой конкретной темы выступающими студентами по учебным пособиям, консультации с преподавателем и использование дополнительной литературы.

Данное учебное пособие ориентирует студентов по вопросам лекционного курса, позволяя самостоятельно освоить дисциплину. Помогает при решении индивидуальных и контрольных заданий, а также, с помощью тестов для самоконтроля, позволяет проверить подготовку к контролю знаний.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ ВОДЫ

1.1. Содержание темы

1. *Вода, как химическое соединение.* Изотопный состав воды. Аномалии воды. Физические и химические свойства воды. Окислительно-восстановительные процессы, потенциалы. Электрохимические процессы.

2. *Кинетика химических реакций.* Закон действия масс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант – Гоффа, уравнение Аррениуса. Катализ.

3. *Теория растворов.* Растворимость газов в жидкостях. Взаимная растворимость жидкостей. Растворимость твердых веществ в жидкостях. Общие свойства растворов. Теория сильных электролитов. Константа диссоциации. Произведение растворимости. Закон распределения. Электролитическая диссоциация воды, рН, кислотно-основные индикаторы. Буферные растворы. Гидролиз солей.

4. *Коллоидные системы.* Виды коллоидных растворов. Свойства коллоидных растворов. Способы получения. Устойчивость коллоидных систем. Строение коллоидной частицы, правило Паннета – Фаянса, двойной электрический слой, дзета- и термодинамический потенциалы. Коагуляция, электролитная коагуляция лиофобных золь. Правило Шульце – Гарди. Пептизация.

5. *Гетерогенные системы.* Фазовое равновесие. Фазовые состояния воды. Правила фаз.

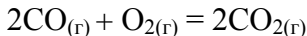
6. *Поверхностные явления.* Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Сорбция. Адсорбция. Виды адсорбции. Адсорбция на поверхности жидкости твердых тел. Изотерма адсорбции. Поверхностно-активные и поверхностно-инактивные вещества.

1.2. Виды самостоятельной работы студентов

1. Конспект «Буферные растворы» (п. 3 в содержании темы).
2. Подготовка к лабораторным работам.
3. Индивидуальное задание.

1.3. Примеры решения задач

Пример 1. Как изменится скорость реакции



- а) при увеличении концентрации кислорода в 3 раза;
- б) при увеличении давления в системе в 10 раз? Температура системы поддерживается постоянной;
- в) при увеличении температуры на 40 °С, если температурный коэффициент этой реакции равен 3.

Решение

Предположим, что рассматриваемая реакция является элементарной, таким образом, для нее справедлив **закон действующих масс**: *скорость простых реакций прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов.*

Для данной реакции математическое выражение закона действующих масс (кинетическое уравнение) записывается следующим образом:

$$v = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2],$$

где v – скорость реакции, k – константа скорости реакции; $[\text{CO}]$ и $[\text{O}]$ – концентрации CO и O_2 соответственно.

- а) При увеличении концентрации кислорода в 3 раза скорость изменится следующим образом:

$$v' = k[\text{CO}]^2 \cdot 3[\text{O}_2] = 3k[\text{CO}]^2[\text{O}_2].$$

Отсюда $v' / v = 3$, т. е. скорость реакции увеличится в 3 раза.

б) После увеличения давления в системе в 10 раз парциальное давление каждого из реагентов возрастет в 10 раз. Так как концентрация и парциальное давление связаны прямо пропорциональной зависимостью

$$P_i = CRT,$$

где P_i – парциальное давление газа, Па; C – молярная концентрация, моль/л; T – температура, К; R – универсальная газовая постоянная, $R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$, то и концентрация каждого из реагирующих веществ возрастет в 10 раз, таким образом, скорость реакции можно рассчитать, применив закон действующих масс:

$$v'' = k(10[\text{CO}])^2(10[\text{O}_2]) = 1000k[\text{CO}]^2[\text{O}_2].$$

Отсюда $v''/v = 1000$. Следовательно, скорость реакции увеличится в 1000 раз.

в) Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается эмпирическим *правилом Вант-Гоффа*, согласно которому **при увеличении температуры на 10 °С скорость гомогенных реакций увеличивается в 2–4 раза**.

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры на 10 °, называется *температурным коэффициентом γ* . Математически правило Вант-Гоффа выглядит следующим образом:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_2 и v_1 – скорости химической реакции при температурах T_2 и T_1 соответственно.

Выражение $\gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ показывает, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры.

В данном примере температура повысилась на 40 °С ($T_2 - T_1$).

Следовательно, $\frac{v_2}{v_1} = 3^4 = 81$, т. е. скорость реакции возросла в 81 раз.

Пример 2. Вычислите: а) массовые доли в процентах; б) молярную концентрацию (молярность) и молярную концентрацию эквивалента (нормальность); в) моляльность; г) титр раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 мл воды, если плотность этого раствора составила 1,031 г/мл.

Решение

а) Массовые доли (процентная концентрация) показывают число граммов (единиц массы) вещества, содержащегося в 100 г раствора. Так как массу 282 мл воды можно принять равной 282 г ($\rho = 1$ г/мл), то масса полученного раствора $18 + 282 = 300$ г и, следовательно,

в 300 г раствора содержится 18 г кислоты;

в 100 г раствора содержится $C_{\%}$ кислоты,

$$C_{\%} = \frac{100 \cdot 18}{300} = 6\%.$$

б) Молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента показывают число молей и число моль-эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. С учетом плотности раствора масса 1 л раствора составляет 1031 г ($m = V \cdot \rho$), тогда массу кислоты в литре раствора находим из соотношения:

в 300 г раствора содержится 18 г кислоты,

в 1031 г раствора содержится x кислоты,

$$x = \frac{1031 \cdot 18}{300} = 61,86 \text{ г}.$$

Молярность раствора получим делением числа граммов H_3PO_4 в 1 л раствора на молярную массу H_3PO_4 ($M = 98$ г/моль):

$$C_M = \frac{61,86}{98} = 0,63M.$$

Так как молярная масса эквивалента

$$M_3(H_3PO_4) = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль},$$

тогда молярная концентрация эквивалента (нормальность)

$$C_H = \frac{61,86}{32,7} = 1,89 \text{ Н}.$$

в) Моляльная концентрация показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 кг растворителя, и рассчитывается из соотношения

$$C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot m_2},$$

где m_1 – масса растворенного вещества, г; m_2 – масса растворителя, г; M – молярная масса растворенного вещества, г/моль; 1000 – перерасчет массы растворителя в кг.

$$C_m = \frac{18 \cdot 1000}{98 \cdot 282} = 0,65 \text{ моль/кг}.$$

г) Титром раствора называется число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Зная молярную концентрацию эквивалента и молярную массу эквивалента растворенного вещества, титр можно рассчитать по формуле

$$T = \frac{C_H M_3}{1000},$$

где C_H – молярная концентрация эквивалента, моль-экв/л; M_3 – молярная масса эквивалента, г/моль.

$$T = \frac{1,89 \cdot 32,7}{1000} = 0,0618 \text{ г/мл}.$$

Пример 3. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора КОН, если на нейтрализацию 0,035 л 0,3Н H_3PO_4 израсходовано 0,02 л КОН.

Решение

Из закона эквивалентов следует, что число грамм-эквивалентов всех участвующих в химической реакции веществ одинаково. В реакции участвует $0,035 \cdot 0,3 = 0,0105$ г-экв фосфорной кислоты. Для нейтрализации H_3PO_4 потребуется такое же число грамм-эквивалентов KOH , т. е.

$$V_{\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot C_{\text{H}_3\text{PO}_4} = V_{\text{KOH}} \cdot C_{\text{KOH}},$$

где $V_{\text{H}_3\text{PO}_4}$ и V_{KOH} – объемы фосфорной кислоты и гидроксида калия, мл; $C_{\text{H}_3\text{PO}_4}$ и C_{KOH} – молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) фосфорной кислоты и гидроксида калия, моль-экв/л.

Отсюда

$$C_{\text{KOH}} = \frac{V_{\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot C_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{V_{\text{KOH}}} = \frac{0,0105}{0,02} = 0,53 \text{ Н.}$$

Пример 4. К 1 л 10%-го раствора KOH ($\rho = 1,092$ г/мл) прибавили 0,5 л 5%-го раствора KOH ($\rho = 1,045$ г/мл). Объем раствора довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

Решение

Масса одного литра 10%-го раствора KOH составляет 1092 г (пример 1). В этом растворе содержится $\frac{1092 \cdot 10}{100} = 109,2$ г KOH .

Масса 0,5 л 5%-го раствора составляет $1045 \cdot 0,5 = 522,5$ г. В этом растворе содержится $\frac{522,5 \cdot 5}{100} = 26,13$ г KOH .

В общем объеме полученного раствора (2 л) содержание KOH составляет $109,2 + 26,13 = 135,33$ г. Отсюда молярность раствора $C_M = \frac{135,33}{56 \cdot 2} = 1,2 \text{ М}$, где 56 г/моль – это молярная масса KOH .

Пример 5. Найдите степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени в 0,1 М растворе.

Решение

Сероводородная кислота – это слабый многоосновный электролит, поэтому диссоциирует ступенчато:

I ступень диссоциации: $\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$; выражение константы имеет вид

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$
 и составляет $1,1 \cdot 10^{-7}$.

Константа диссоциации и степень диссоциации слабого электролита связаны между собой соотношением (закон разбавления Оствальда):

$$K_{\text{д}} = \frac{\alpha^2 C_{\text{М}}}{1 - \alpha},$$

где α – степень диссоциации; $C_{\text{М}}$ – молярная концентрация, моль/л.

В случае очень слабых электролитов ($\alpha \ll 1$) выражение закона Оствальда упрощается, т. к. величиной α в знаменателе пренебрегают, т.е. $K_{\text{д}} = \alpha^2 C_{\text{М}}$.

Воспользуемся упрощенным выражением закона разбавления:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C_{\text{М}}}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = 1,05 \cdot 10^{-3}.$$

Таким образом, степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени равна $1,05 \cdot 10^{-3}$.

Пример 6. Вычислите водородный показатель pH водного раствора гидроксида калия, содержащегося в растворе в концентрации $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Решение

Концентрация гидроксильных ионов в растворе КОН равна:

$$C_{\text{ОН}^-} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Исходя из ионного произведения воды $K_{\text{Н}_2\text{О}}$, находим

концентрацию ионов водорода:

$$C_{\text{H}^+} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{OH}^-}} = \frac{10^{-14}}{4,2 \cdot 10^{-3}} = 0,24 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель раствора КОН равен:

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+} = -\lg 0,24 \cdot 10^{-11} = 11,62.$$

Пример 7. Рассчитайте ионную силу раствора K_2SO_4 , молярная концентрация которого равна 0,02 моль/кг.

Решение

В водных растворах электролитов коэффициент активности зависит от концентрации и заряда всех присутствующих в растворе ионов. Для количественного выражения этой зависимости введено понятие об ионной силе раствора (I), которая численно равна полусумме произведений концентрации каждого иона на квадрат его заряда (Z):

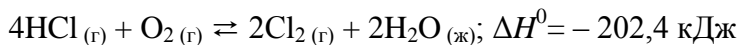
$$I = \frac{1}{2} (C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_n Z_n^2),$$

тогда для раствора $\text{K}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$:

$$I_{\text{K}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} (C_{\text{K}^+} Z_{\text{K}^+}^2 + C_{\text{SO}_4^{2-}} Z_{\text{SO}_4^{2-}}^2),$$

$$I_{\text{K}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} (0,02 \cdot 2 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 2^2) = 0,06.$$

Пример 8. Как повлияет на выход хлора в системе



а) повышение температуры в реакционном объёме; б) уменьшение общего объёма системы; в) уменьшение концентрации кислорода; г) введение катализатора?

Решение

а) Данная реакция протекает с выделением теплоты ($\Delta H^0 < 0$), поэтому согласно принципу Ле Шателье выход хлора

увеличится при понижении температуры до такого её значения, при котором скорость реакции ещё достаточна для относительно быстрого достижения равновесия.

б) Протекание реакции в прямом направлении сопровождается уменьшением общего числа молей газообразных веществ, т. е. понижением давления в системе. Уменьшение общего объёма системы приведёт к повышению давления, а значит, вызовет смещение равновесия в сторону прямой реакции – увеличения выхода хлора.

в) Уменьшение концентрации кислорода – одного из исходных веществ приведёт к сдвигу равновесия в направлении обратной реакции, т. е. понизит выход хлора.

г) Введение катализатора лишь ускоряет достижение равновесия, но не влияет на количественный выход продуктов реакции.

Пример 9. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К скорость её увеличится в 2 раза?

Решение

Обозначим константы скорости реакции при 290 и 300 К соответственно k_1 и k_2 .

Используя уравнение Аррениуса, находим:

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{e^{\frac{-E_a}{300R}}}{e^{\frac{-E_a}{290R}}} = e^{-\frac{E_a}{R}(\frac{1}{300} - \frac{1}{290})}.$$

Известно, что $k_2/k_1 = 2$, отсюда $e^{-\frac{E_a}{R}(\frac{1}{300} - \frac{1}{290})} = 2$.

Выражаем из последнего соотношения энергию активации:

$$\ln 2 = 2.30 \lg 2 = -\frac{E_a}{8,314} \left(\frac{1}{300} - \frac{1}{290} \right).$$

$$E_a = \frac{0,693 \cdot 8,314}{0,00345 - 0,00333} = 48013 \text{ Дж} = 48,0 \text{ кДж}.$$

Пример 10. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента, моляльную концентрацию и массовую долю (в %) серной кислоты в 2 М растворе H_2SO_4 , имеющем плотность 1,12 г/мл.

Решение

а) Молярная масса серной кислоты $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль, тогда молярная масса эквивалента H_2SO_4 в реакциях полной нейтрализации равна: $M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49$ г/моль.

Отношение $M(\text{H}_2\text{SO}_4)/M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/49 = 2$.

Следовательно, одномолярный (1 М) раствор содержит 2 моль-эквивалента в одном литре H_2SO_4 , а 2 М раствор содержит 4 моль-эквивалента в 1 л раствора, т. е. является четырёх-нормальным (4 Н).

б) Для вычисления моляльной концентрации найдём массу одного литра 2 М раствора, массу вещества (H_2SO_4) и растворителя (H_2O) в нём:

$$\begin{aligned}m_{\text{р-ра}} &= \rho V_{\text{р-ра}} = 1,12 \cdot 1000 = 1120 \text{ г}; \\m_{\text{в-ва}} &= M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \cdot 2 = 196 \text{ г}; \\m_{\text{р-ля}} &= m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = 1120 - 196 = 924 \text{ г} = 0,924 \text{ кг}; \\n(\text{H}_2\text{SO}_4) &\text{ в 1 л раствора} - 2 \text{ моль.}\end{aligned}$$

Моляльность раствора равна:

$$m = n(\text{H}_2\text{SO}_4)/m_{\text{р-ля}} = 2/0,924 = 2,16 \text{ моль/кг.}$$

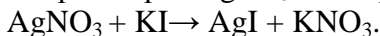
в) Массовая доля серной кислоты в 2 М растворе составляет:

$$\omega\% = (m_{\text{в-ва}}/m_{\text{р-ра}}) 100 = (196/1120) 100 = 17,55 \text{ \%}.$$

Пример 11. Золь иодида серебра AgI получен при добавлении к 0,02 л 0,01 Н раствора иодида калия KI 0,028 л нитрата серебра AgNO_3 в концентрации 0,005 Н. Определите заряд частиц полученного золя и напишите формулу его мицеллы.

Решение

При смешивании растворов AgNO_3 и KI протекает реакция:

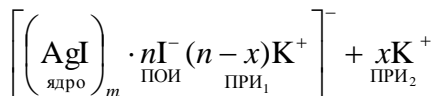


Определяем число грамм-эквивалентов AgNO_3 и KI , участвующих в реакции:

$$\text{AgNO}_3: C_n \cdot V = 0,005 \cdot 0,028 = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ г-экв};$$

$$\text{KI: } C_n \cdot V = 0,01 \cdot 0,02 = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ г-экв.}$$

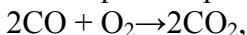
Расчет показывает, что в растворе избыток KI, следовательно, ядром частиц золя иодида серебра будут адсорбироваться ионы I^- , и частицы золя приобретают отрицательный заряд. Противоионами являются катионы K^+ . Тогда формула мицеллы золя иодида серебра при условии избытка KI имеет вид:



где ПОИ – потенциалопределяющие ионы; ПРИ₁ – противоионы адсорбционного слоя; ПРИ₂ – противоионы диффузионного слоя.

1.4. Тесты для самоконтроля

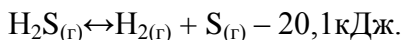
1. Во сколько раз станет больше скорость прямой реакции по сравнению со скоростью обратной реакции в системе



если увеличить давление в 2 раза?

- а) в 2 раза; б) в 4 раза; в) в 8 раз.

2. В системе установилось равновесие



Как необходимо изменить давление и температуру, чтобы равновесие сместилось в сторону образования сероводорода?

- а) понизить температуру и давление;
б) понизить температуру, повысить давление;
в) повысить температуру, понизить давление.

3. При гидролизе хлорида хрома pH среды

- а) pH > 7; б) pH < 7; в) pH = 7.

4. В 190 г воды растворили 10 г сахара. Какова массовая доля сахара в растворе?

- a) 0,1; б) 0,4; в) 0,05.

5. Как изменится скорость химической реакции при уменьшении температуры на 40 °С, если температурный коэффициент равен 2?

- а) увеличится в 8 раз;
б) уменьшится в 8 раз;
в) уменьшится в 16 раз.

6. Вычислите молярную концентрацию 20%-го раствора CaCl_2 ($\rho = 1,178$ г/мл):

- а) 4,24 моль/л; б) 2,12 моль/л; в) 1,06 моль/л.

7. Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора CuCl_2 , содержащего в 200 мл раствора 50 г хлорида меди.

- а) 4,24 моль-экв/л; б) 2,12 моль-экв/л; в) 3,7 моль-экв/л.

8. К какому свойству коллоидных систем можно отнести эффект Тиндаля?

- а) молекулярнокинетическое; в) оптическое.
б) электрокинетическое;

9. Какой способ применяется в водоподготовке для коагуляции коллоидных систем?

- а) воздействие низких и высоких температур;
- б) введение электролита;
- в) механическое воздействие.

10. Вещество, которое способно адсорбировать на своей поверхности, называется

- а) адсорбат; б) адсорбент; в) адсорбтив.

11. При очень малых концентрациях уравнение Лэнгмюра имеет следующий вид:

а) $A = abc$; б) $A = a \frac{bc}{1 + bc}$; в) $A = a$.

12. Изотерма адсорбции описывает зависимость количества адсорбированного вещества:

- а) от концентрации адсорбтива;
- б) от температуры;
- в) от химической природы адсорбента.

1.5. Контрольные вопросы и задания

1. Дайте характеристику изотопного состава воды.
2. Укажите различия в свойствах «легкой», «тяжелой» и «сверхтяжелой» воды.
3. С чем связаны аномальные явления воды?
4. Что называется термодинамической системой? К каким системам можно отнести природные воды?
5. По диаграмме состояния воды подсчитайте вариантность системы для тройной точки.
6. Какие системы являются гомогенными и гетерогенными?
7. Как определяется скорость гомогенных и гетерогенных реакций?
8. Какие факторы влияют на скорость протекания реакций?
9. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если а) объем системы увеличить в 5 раз; б) уменьшить давление в 3 раза?
10. Вследствие осмоса пресная вода будет диффундировать через полупроницаемую перегородку в морскую воду. Что произойдет, если в этих условиях на морскую воду оказать давление больше осмотического?
11. Приготовленный водный раствор содержит 50 % (масс.) серной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию,

молярную концентрацию эквивалента, моляльную концентрацию и молярную долю серной кислоты в растворе.

12. Из закона Генри следует, что объем растворяемого газа не зависит от давления. Растворимость кислорода равна 5 объемам в 100 объемах воды при 0°C . Определить молярную концентрацию растворов, полученных при давлениях 101 и 1010 кПа.

13. Для нейтрализации 20 мл 0,1 Н раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора гидроксида натрия. Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?

14. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,1%-м растворе FeCl_3 ($\rho = 1 \text{ г/мл}$).

15. Что называется произведением растворимости? Какое свойство вещества характеризуется этой величиной? При каких условиях происходит выпадение и растворение осадка?

16. Раствор имеет $\text{pH} = 12$. Кислота или основание находится в этом растворе? Определите концентрацию ионов водорода в этом растворе.

17. В каких случаях сливание растворов двух солей не приводит ни к каким химическим реакциям?

18. Перечислите случаи солей, подвергающихся ступенчатому гидролизу.

19. Как изменится pH среды после растворения в воде: а) ацетата натрия; б) хлорида аммония; в) хлорида натрия?

20. При концентрации раствора ацетата натрия 0,1 моль/л его $\text{pH} = 10$. Определите по этим данным степень гидролиза соли.

21. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза коагулянтов FeCl_3 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

22. Какие растворы называют буферными? На чем основан регулирующий механизм буферных систем? Какую роль играют буферные растворы в процессах биологической очистки сточных вод?

23. К 1 л смеси уксусной кислоты и ацетата натрия, взятых в равных концентрациях (0,2 моль/л), добавили 0,005 л раствора

гидроксида натрия с концентрацией 0,2 моль/л. Изменится ли pH раствора?

24. Можно ли получить коллоидные растворы, диспергируя в воде следующие вещества: KCl, SiO₂, Na, S, Br₂?

25. Описать строение коллоидной частицы. Имеет ли заряд коллоидная частица?

26. Коллоидное состояние сульфата бария получено путем добавления раствора ацетата бария к избытку раствора сульфата лития. Какие ионы будут адсорбироваться на поверхности частиц?

27. Какая устойчивость коллоидной системы обусловлена броуновским движением молекул?

28. Какая концентрация электролита, вызывающая явную коагуляцию, называется порогом коагуляции?

29. Что называется ξ -потенциалом? При каком его значении наступает изoeлектрическое состояние коллоида и какую роль это играет в процессах очистки воды?

30. Как изменится pH среды после растворения в воде: а) хлорида железа (III); б) карбоната калия; в) сульфида алюминия?

2. СОСТАВ И ПОКАЗАТЕЛИ КАЧЕСТВА ПРИРОДНЫХ И СТОЧНЫХ ВОД

2.1. Содержание темы

1. *Классификация природных вод.* Классификация по происхождению, по принципу использования воды, по химическому составу. Классификация по количеству и характеру примесей.

2. *Физико-химические показатели качества природной воды. Органолептические показатели качества воды:* мутность, цветность, запах и привкус природной воды. *Физические показатели качества воды:* температура, водородный показатель pH природной воды, сухой, прокаленный и плотный остаток. Взвешенные вещества. Примеси, выпадающие в осадок. *Химические показатели качества воды:* содержание основных катионов и анионов природной воды. Жесткость воды. Кислотность и щелочность природной воды. Окисляемость.

3. *Содержание растворенных газов природной воды.* Растворимость газов в жидкостях, факторы, влияющие на растворимость газов. Уравнение Клапейрона – Клаузиуса, закон Генри – Дальтона. Агрессивность природных вод, виды агрессивности по отношению к металлическим и бетонным изделиям. Формы уголекислоты. Методы определения агрессивной уголекислоты. Стабилизация воды.

4. *Содержание органических веществ.* Гуминовые соединения, гуминовые и фульвокислоты, их влияние на качество природных вод.

5. *Содержание микроэлементов в природных водах.* Содержание основных микроэлементов природных вод: кремния, железа, марганца и фтора в природных водах. Их влияние на качество воды. Методы обескремнивания, обезжелезивания, обесфторивания и деманганации.

6. *Формирование состава сточных вод.* Классификация сточных вод в зависимости от природы примесей, от дисперсности примесей, от происхождения примесей. Санитарно-химический анализ примесей сточных вод.

7. *Показатели качества сточных вод.* Важнейшие технологические показатели: температура, окраска и запах сточных вод, активная реакция среды, сухой и плотный остаток, взвешенные вещества, окисляемость, ХПК и БПК, содержание синтетических поверхностно-активных веществ (СПАВ), содержание нефтепродуктов.

2.2. Виды СРС

1. Подготовка к лабораторным работам.
2. Индивидуальное задание.

2.3. Примеры решения задач

Пример 1. В воде содержатся ионы в мг/л: Na^+ – 69,4; Mg^{2+} – 96,3; Ca^{2+} – 112,6; Cl^- – 147,2; SO_4^{2-} – 126,8; SiO_3^{2-} – 170,03. Необходимо выразить концентрацию ионов в ммоль-экв/л.

Решение

Для нахождения молярной массы эквивалента необходимо массу иона разделить на валентность иона. Например, молярная масса эквивалента иона натрия Na^+ приблизительно равна 23 вес. ч., иона $\text{Ca}^{2+} = 20,04$, $\text{Mg}^{2+} = 12,15$; $\text{Cl}^- = 35,55$; $\text{HCO}_3^- = 61$; $\text{SO}_4^{2-} = 48,0$; $\text{SiO}_3^{2-} = 38,04$.

Для выражения концентрации ионов в ммоль-экв/л надо массу (m) иона в мг/л разделить на молярную массу эквивалента иона (M_o):

$$C = \frac{m}{M_9}.$$

$$C_{\text{Na}^+} = \frac{69,4}{23} = 3,01 \text{ ммоль-экв/л};$$

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{112,6}{20,04} = 5,61 \text{ ммоль-экв/л};$$

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = \frac{96,3}{12,15} = 7,92 \text{ ммоль-экв/л};$$

$$C_{\text{SiO}_3^{2-}} = \frac{170,03}{38,04} = 4,47 \text{ ммоль-экв/л};$$

$$C_{\text{Cl}^-} = \frac{147,2}{35,5} = 4,14 \text{ ммоль-экв/л};$$

$$C_{\text{SO}_4^{2-}} = \frac{126,8}{48} = 2,64 \text{ ммоль-экв/л}.$$

Пример 2. При определении содержания кислорода к исследуемой воде объемом 100 мл был добавлен хлорид марганца и иодид калия. На титрование избытка иодида калия было израсходовано 15,9 мл раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с молярной концентрацией 0,01 моль/л. Определите содержание кислорода в исследуемой воде в моль/л и мг/л.

Решение

Концентрацию растворенного кислорода определяют по закону эквивалентов:

$$\nu\left(\frac{1}{z}\text{O}_2\right) = \nu\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3\right);$$

$$V_1 C_1 \left(\frac{1}{z}\text{O}_2\right) = V_2 C_2 \left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3\right),$$

где V_1 – объем раствора, содержащий кислород, мл; C_1 – концентрация растворенного кислорода, моль/л; V_2 – объем тиосульфа-

та натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; C_2 – концентрация тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Для тиосульфата в данной реакции молярная концентрация равна молярной концентрации эквивалента, тогда молярная концентрация эквивалента кислорода равна:

$$C_1\left(\frac{1}{z}\text{O}_2\right) = \frac{V_2 C_2}{V_1} = \frac{15,9 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01}{100 \cdot 10^{-3}} = 1,59 \cdot 10^{-3} \text{ моль-экв/л.}$$

Зная молярную концентрацию эквивалента кислорода, определяем его массу:

$$m\left(\frac{1}{z}\text{O}_2\right) = C_1\left(\frac{1}{z}\text{O}_2\right) \cdot M_{\text{экв}}\left(\frac{1}{z}\text{O}_2\right),$$

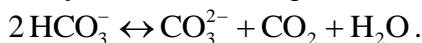
где $M_{\text{экв}}\left(\frac{1}{z}\text{O}_2\right)$ – молярная масса эквивалента кислорода, которая равна 8 г-экв/моль.

$$m\left(\frac{1}{z}\text{O}_2\right) = 1,59 \cdot 10^{-3} \cdot 8 = 12,72 \cdot 10^{-3} \text{ г/л} = 12,72 \text{ мг/л.}$$

Пример 3. Анализом найдено, что щелочность воды равна 5,7 мг-экв/л. Равновесное содержание гидрокарбонат-ионов составляет 335 мг/л. Определите показатель стабильности воды.

Решение

Количественное содержание гидрокарбонат-ионов в воде определяется соотношением различных форм уголекислоты: гидрокарбонат-ионов $[\text{HCO}_3^-]$, карбонат-ионов – $[\text{CO}_3^{2-}]$ и свободной уголекислоты – $[\text{CO}_2]$. В водном растворе между ними существует динамическое уголекислотно-карбонатное равновесие:



Количественной технологической характеристикой этого равновесия служит показатель стабильности воды:

$$C = \frac{\text{Щ}_0}{\text{Щ}_s},$$

где Щ_0 – щелочность исходной воды, мг-экв/л; Щ_s – щелочность воды после насыщения её карбонатом кальция, мг-экв/л (равновесная щелочность воды).

Так как молярная масса эквивалента гидрокарбонат-иона равна $M_3(\text{HCO}_3^-) = 61$ мг-экв/л, то

$$\text{Щ}_s = \frac{335}{61} = 6,0 \text{ мг-экв/л.}$$

Находим показатель стабильности:

$$C = \frac{5,7}{6,0} = 0,95.$$

На основании значения показателя стабильности ($C < 1$) вода является агрессивной, т. е. при контакте с бетоном и железом будет вызывать коррозию.

Пример 4. Является вода стабильной или агрессивной, если в результате анализа установлено, что в ней содержится $[\text{Ca}^{2+}] = 100$ мг/л, $[\text{CO}_2] = 56$ мг/л, $[\text{HCO}_3^-] = 183$ мг/л?

Решение

Определение агрессивности воды производится на основании константы равновесия. Для разбавленных растворов – при 25 °С:

если $[\text{Ca}^{2+}]$ и $[\text{HCO}_3^-]$ выражается в г-ион/л, а $[\text{CO}_2]$ в моль/л, тогда $K_{\text{CO}_2} = 3,43 \cdot 10^{-5}$.

если $[\text{Ca}^{2+}]$ и $[\text{HCO}_3^-]$ выражают в мг-ион/л, а $[\text{CO}_2]$ в ммоль/л, тогда $K_{\text{CO}_2} = 34,3$.

Представим концентрации $[\text{Ca}^{2+}]$ и $[\text{HCO}_3^-]$ в мг-ион/л:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{100}{40} = 2,5 \text{ мг-ион/л;}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = \frac{183}{61} = 3 \text{ мг-ион/л.}$$

Представим концентрацию $[\text{CO}_2]$ в ммоль/л:

$$[\text{CO}_2] = \frac{56}{44} = 1,273 \text{ ммоль/л.}$$

Найдём концентрацию равновесной уголекислоты, подставляя все известные величины в уравнение константы диссоциации:

$$[\text{CO}_2] = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{HCO}_3^-]^2}{K_{\text{CO}_2}};$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{3 \cdot 2,5^2}{34,3} = 0,547 \text{ ммоль/л.}$$

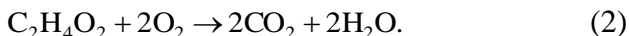
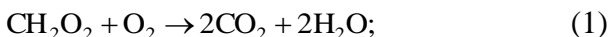
Из полученного результата делаем вывод, что вода агрессивна, т. к. содержание свободной уголекислоты (1,273 ммоль/л) больше равновесной (0,547 ммоль/л).

Пример 5. Определить ХПК сточной воды, содержащей 2,5 г муравьиной кислоты и 1,0 г уксусной кислоты в одном литре воды.

Решение

ХПК сточной воды – кислородный эквивалент количества органических веществ (восстановителей), окисляющихся в примесях сточной воды.

Запишем процессы химического окисления присутствующих кислот в 1 л сточной воды:



Находим количество кислот, содержащихся в 1 л сточных вод:

$$n = \frac{m}{M},$$

где n – количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

$$M(\text{CH}_2\text{O}_2) = 46 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 60 \text{ г/моль},$$

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

Тогда

$$n(\text{CH}_2\text{O}_2) = \frac{2,5}{46} = 0,054 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = \frac{1}{60} = 0,017 \text{ моль}.$$

Согласно уравнению реакции (1), на окисление 2 молей муравьиной кислоты расходуется 1 моль кислорода:

$$2n_{\text{CH}_2\text{O}} = n_{\text{O}_2},$$

тогда количество кислорода

$$n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{CH}_2\text{O}_2}}{2} = \frac{0,054}{2} = 0,027 \text{ моль}.$$

Согласно уравнению реакции (2), на окисление 1 моль уксусной кислоты расходуется 2 моля кислорода.

$$n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} = 2n_{\text{O}_2}$$

тогда количество кислорода

$$n_{\text{O}_2} = 2n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} = 2 \cdot 0,017 = 0,034 \text{ моль}.$$

Находим общее количество кислорода, пошедшее на окисление двух кислот:

$$n_{\text{O}_2} = 0,027 + 0,034 = 0,061 \text{ моль},$$

тогда

$$m_{\text{O}_2} = 0,061 \cdot 32 = 1,952 \text{ г}.$$

отсюда ХПК сточной воды составляет 1,952 г/л.

2.4. Тесты для самоконтроля

1. Какой ион (или ионы) обуславливает естественную щелочность воды?

а) OH^- ; б) HCO_3^- ; в) CO_3^{2-} .

2. Какой химический показатель определяет общее число растворенных в воде солей и коллоидов?

- а) прокаленный остаток; в) сухой остаток.
б) электропроводность;

3. Для какой кислоты общая кислотность будет равна активной?

- а) HCl ; б) CH_3COOH ; в) H_2CO_3 .

4. Какие ионы определяют свободную форму углекислоты?

- а) CO_2 ; в) HCO_3^- ;
б) CO_3^{2-} ; г) H_2CO_3 .

5. В какой форме находится углекислота, если $\text{pH} = 4,2$?

- а) CO_2 ; б) HCO_3^- ; в) CO_3^{2-} .

6. Чему равен показатель стабильности, если вода агрессивна по отношению к бетонным и металлическим изделиям?

- а) $S = 1$; б) $S < 1$; в) $S > 1$.

7. Если в уравнении углекислотного равновесия увеличить концентрацию CO_2 , то вода будет:

- а) стабильна; в) склонна к выделению осадка.
б) агрессивна;

8. Окисляемость воды показывает присутствие в ней:

- а) окислителей; б) восстановителей;
в) общее содержание солей в воде.

9. Какие воды имеют наименьшую окисляемость?

- а) артезианские; в) незагрязненные грунтовые;
б) озерные; г) речные.

10. По величине БПК можно судить о степени загрязненности воды:

- а) неорганическими загрязнителями;
- б) органическими загрязнителями;
- в) загрязнение микроорганизмами.

11. Растворимость газов в воде увеличивается:

- а) при понижении давления и понижении температуры;
- б) при повышении давления и повышении температуры;
- в) при повышении давления и понижении температуры;
- г) при понижении давления и повышении температуры.

2.1. Контрольные вопросы и задания

31. Перечислите виды коррозионной агрессивности воды по отношению к бетону и дайте им краткую характеристику. Меры борьбы с разрушением бетона подземных и подводных сооружений.

32. Какая вода называется стабильной? Что такое показатель стабильности?

33. Перечислить все формы уголекислоты в воде. Как влияет величина pH на соотношение между этими формами?

34. Используя уравнение уголекислотного равновесия, объясните, в каком случае вода является агрессивной, стабильной, склонной к отложению карбоната кальция. Перечислите методы, применяемые для обеззараживания воды, и дайте им краткую сравнительную характеристику.

35. Охарактеризуйте методы дехлорирования воды.

36. Установите соотношение между концентрациями CO_3^{2-} и HCO_3^- при $\text{pH} = 9,0$; $t = 25^\circ\text{C}$. Определите концентрацию CO_3^{2-} в воде при $\text{pH} = 12,0$ и концентрации $\text{HCO}_3^- = 2$ мг-ион/л.

37. Анализом установлено, что исследуемая вода содержит свободной CO_2 75 мг/л, связанной HCO_3^- – 7,0 мг-экв/л. Сделать заключение о стабильности воды.

38. Используя уравнение уголекислотного равновесия, объясните, в каком случае вода является агрессивной, стабильной, склонной к отложению карбоната кальция.

39. Содержание гидрокарбонатов в исходной воде составляет 250 мг/л. После контакта пробы воды с мрамором щёлочность воды стала 4,0 мг-экв/л. Сделайте заключение о стабильности воды.

40. Анализом воды найдено, что щёлочность её равна 5,7 мг-экв/л. Равновесное содержание гидрокарбонатов равно 250 мг/л. Определите показатель стабильности.

41. Установлено, что в воде при $t = 18^\circ\text{C}$ и $\text{pH} = 7$ содержится 40 мг/л иона Ca^{2+} . Общее солесодержание 420 мг/л, щёлочность воды 3 мг-экв/л. Рассчитать индекс стабильности.

42. Что называется активным хлором, как он определяется в хлорсодержащем реагенте?

43. Что называется оптимальной дозой хлора, как он определяется, от чего зависит?

44. Установите соотношение между концентрациями иона HCO_3^- и угольной кислоты H_2CO_3 при $\text{pH} = 4$, $t = 25^\circ\text{C}$.

45. Установите соотношение между концентрациями CO_3^{2-} и HCO_3^- при $\text{pH} = 9,0$ и температуре 25°C .

46. Определите концентрацию CO_3^{2-} в воде при $\text{pH} = 12,0$ и концентрации $\text{HCO}_3^- = 2$ мг-ион/л.

47. Является вода стабильной или агрессивной, если в результате анализа установлено, что в ней содержится $\text{Ca}^{2+} = 100$ мг/л, $\text{CO}_3^{2-} = 56$ мг/л, $\text{HCO}_3^- = 183$ мг/л.

48. Анализом установлено, что исследуемая вода содержит свободной CO_2 75 мг/л, связанной HCO_3^- 7,0 мг-экв/л. Сделать заключение о стабильности воды.

49. Содержание гидрокарбонатов в исходной воде составляет 250 мг/л. После контакта пробы воды с мрамором щёлочность воды стала 4,0 мг-экв/л. Сделайте заключение о стабильности воды.

50. Анализом воды найдено, что щёлочность её равна 5,7 мг-экв/л. Равновесное содержание гидрокарбонатов равно 250 мг/л. Определить показатель стабильности.

51. Установлено, что в воде при $t = 18^\circ\text{C}$ и $\text{pH} = 7$ содержится 40 мг/л иона Ca^{2+} . Общее солесодержание 420 мг/л, щёлочность воды – 3 мг-экв/л. Рассчитать индекс стабильности.

52. Содержание фенола в сточных водах составляет 15 г/л. Коэффициент распределения между водой и несмешивающимися с ней растворителями равен 0,1. Экстрагирование 4 м³ воды производится растворителем, применяемым для этого в количестве 10 % от объёма воды. Определить концентрацию фенола в воде после трёх последовательных экстракций.

53. Написать уравнение реакций гидролиза коагулянтов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и FeCl_3 в присутствии гидрокарбоната кальция. Сколько мг-экв содержится в 212 мг Na_2CO_3 , 120 мг CaSO_4 , 56 мг $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

54. Анализом установлено, что в речной воде содержатся следующие ионы в мг/л: $\text{Na}^+ = 73,6$; $\text{Mg}^{2+} = 74,7$; $\text{SO}_4^{2-} = 21,9$; $\text{Cl}^- = 231,0$; $\text{SiO}_3^{2-} = 59,0$; $\text{NO}_3^- = 1,054$. Насколько точно проведён анализ воды?

55. Речная вода содержит в мг/л: $\text{Ca}^{2+} = 87,9$; $\text{Mg}^{2+} = 18,6$; $\text{HCO}_3^- = 274,0$; $\text{SO}_4^{2-} = 107,5$; $\text{Cl}^- = 19,5$; $\text{SiO}_3^{2-} = 13,5$. По данным анализа определить содержание иона K^+ и карбонатную жёсткость воды (мг-экв/л).

56. Сравнить качество воды двух источников по приведённым данным.

Показатель	Источник 1	Источник 2
Плотный осадок, мг/л	1230	700
—	Концентрация ионов, мг/л	
Na^+	480	19
Ca^{2+}	20	126
Mg^{2+}	24	63
HCO_3^-	183	305
SO_4^{2-}	346	142
Cl^-	330	180
Fe^{2+}	4,4	0,3
F^-	1,9	0,3
Жесткость общая, мг-экв/л	3,76	12,8
Коли-индекс	0	2500

57. Дать понятие окисляемости воды. Чем отличается ХПК от БПК? Как определяется ХПК?

58. Определить окисляемость воды, если при определении окисляемости на титрование 100 мл воды израсходовано 4,2 мл 0,01 Н KMnO_4 .

59. При определении окисляемости израсходовано 6 мл 0,1 Н KMnO_4 , на титрование 150 мл воды. Определить окисляемость воды.

60. Речная вода содержит мг/л: $\text{Ca}^{2+} = 47,0$; $\text{Mg}^{2+} = 10,3$; $\text{Na}^+ = 25,1$; $\text{HCO}_3^- = 158,7$; $\text{SO}_4^{2-} = 52,7$; $\text{Cl}^- = 21,0$; $\text{SiO}_3^{2-} = 18,6$. Точно ли проведён анализ воды?

3. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ПРОЦЕССОВ ОЧИСТКИ ПРИРОДНЫХ И СТОЧНЫХ ВОД

3.1. Содержание темы

1. *Механические методы.* Разделение примесей воды без структурно-химических изменений примесей. Процессы седиментации, осветления во взвешенном слое, флотация, аэрирование.

2. *Физические методы.* Воздействие на водную систему внешних физических сил (давления, теплового воздействия) или внутренних поверхностных межмолекулярных сил, приводящих к удалению примесей без структурно-химических изменений в системе. Процессы обратного осмоса, коагуляции, адсорбции на ионитах, дистилляции.

3. *Физико-химические методы.* Воздействие на водную систему внешних физических силовых полей (акустического, электрического, теплового) с изменением структурно-химических свойств в системе. Процессы электролиза, электрокоагуляции, облучения, дистилляции.

4. *Химические методы.* Воздействие объемных сил ионного или ионно-молекулярного взаимодействия на примеси, вызывающие структурно-химические изменения в водной системе. Процессы ионного обмена, обеззараживания, экстракции, осаждения, окисления, нейтрализации, удаление солей жесткости, коагуляции. Корректирование в воде содержания железа, марганца, кремниевой кислоты и фтора.

5. *Биохимические (биологические) методы.* Воздействие на примеси биологических агентов, вызывающих структурно-химические изменения в системе. Процессы обеззараживания воды (хлорированием, гипохлоритами, солями тяжелых металлов, озонированием).

3.1. Виды СРС

1. Подготовка к лабораторным работам.
2. Индивидуальное задание.

3.2. Примеры решения задач

Пример 1. Общая жесткость воды равна 6 мг-экв/л, а содержание магния в ней 18,24 мг/л. Определите кальциевую жесткость воды.

Решение

Общая жесткость воды равна суммарному содержанию ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в одном литре воды:

$$J_{\text{общ}} = J_{\text{Ca}^{2+}} + J_{\text{Mg}^{2+}},$$

где $J_{\text{общ}}$ – общая жесткость воды, ммоль-экв/л; $J_{\text{Ca}^{2+}}$ – кальциевая жесткость, показывающая содержание ионов Ca^{2+} в одном литре воды, ммоль-экв/л; $J_{\text{Mg}^{2+}}$ – магниевая жесткость, показывающая содержание ионов Mg^{2+} в одном литре воды, ммоль-экв/л.

Отсюда

$$J_{\text{Ca}^{2+}} = J_{\text{общ}} - J_{\text{Mg}^{2+}}.$$

Переводим количество магния из мг/л в ммоль-экв/л, если молярная масса эквивалента магния составляет

$$M_{\text{э}}(\text{Mg}^{2+}) = \frac{A_r}{B} = \frac{24,32}{2} = 12,16,$$

где A_r – относительная атомная масса; B – валентность.

$$J_{\text{Mg}^{2+}} = \frac{18,24}{12,16} = 1,5 \text{ ммоль-экв/л.}$$

Тогда кальциевая жесткость составляет:

$$J_{\text{Ca}^{2+}} = 6 - 1,5 = 4,5 \text{ ммоль-экв/л.}$$

Пример 2. Вычислить количество 70%-й технической извести и количество соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), необходимое для умягчения 5 м³ воды, общая жёсткость которой равна 5 мг-экв/л, карбонатная составляет 3 мг-экв/л, содержание свободной CO_2 равно 110 мг/л, а ионов Mg^{2+} – 2 мг-экв/л.

Решение

Для определения дозы извести используем формулу

$$D_{\text{CaO}} = M_3 ([Ж_{\text{к}}] + [\text{Mg}^{2+}] + \left[\frac{\text{CO}_2}{22} \right] + 0.5),$$

где D_{CaO} – доза химически чистой извести, мг/л; $Ж_{\text{к}}$ – карбонатная жесткость, мг-экв/л; Mg^{2+} – содержание ионов магния, мг-экв/л; CO_2 – содержание свободной углекислоты, мг/л; 22 – молярная масса эквивалента CO_2 ; M_3 – молярная масса эквивалента, $M_3(\text{CaO}) = 28$ г-экв/л.

Для определения дозы соды применим формулу

$$D_{\text{соды}} = M_3 ([Ж_{\text{нк}}] + 1),$$

где $D_{\text{соды}}$ – доза химически чистой соды, мг/л; $Ж_{\text{нк}}$ – некарбонатная жесткость, мг-экв/л; M_3 – молярная масса эквивалента; $M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 143$ г-экв/л.

Рассчитываем некарбонатную жесткость:

$$Ж_{\text{нк}} = Ж_{\text{общ}} - Ж_{\text{к}} = 5 - 3 = 2 \text{ мг-экв/л.}$$

Рассчитываем дозы химически чистой извести и соды:

$$D_{\text{CaO}} = 28(3 + 2 + \frac{110}{22} + 0,5) = 294 \text{ мг/л;}$$

$$D_{\text{соды}} = 143(2 + 1) = 429 \text{ мг/л.}$$

Рассчитываем массу этих реагентов для умягчения 5 м³ (5000 л) воды:

$$m_{\text{CaO}} = 294 \cdot 5000 = 1470000 \text{ мг/л} = 1470 \text{ г/л} = 1,47 \text{ кг/л;}$$

$$m_{\text{соды}} = 429 \cdot 5000 = 2145000 \text{ мг/л} = 2145 \text{ г/л} = 2,145 \text{ кг/л.}$$

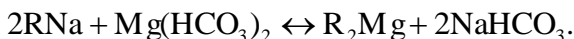
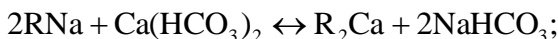
Рассчитываем массу технической извести, учитывая, что она содержит 70 % извести:

$$m_{\text{CaO}} = \frac{1470 \cdot 100}{70} = 2100 \text{ г/л.}$$

Пример 3. Вода с карбонатной жесткостью 5 ммоль-экв/л подвергается Na-катионированию. Определить концентрацию гидрокарбоната натрия в умягченной воде.

Решение

Гидрокарбонат натрия (NaHCO_3) в умягченной воде появляется при взаимодействии Na-катионита с гидрокарбонатом кальция ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$) и магния ($\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$), суммарная концентрация которых в ммоль-экв/л составляет карбонатную жесткость воды:



Согласно закону эквивалентов,

$$n_{\text{NaHCO}_3} = n_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} + n_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2},$$

где n_{NaHCO_3} – количество гидрокарбоната натрия, ммоль-экв;

$n_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2}$ – количество гидрокарбоната кальция, ммоль-экв;

$n_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2}$ – количество гидрокарбоната магния, ммоль-экв.

В расчете на один литр воды это значит:

$$n_{\text{NaHCO}_3} = \text{Ж}_{\text{карб}} = 5 \text{ ммоль-экв/л.}$$

Пример 4. Катионитовый фильтр объемом 25 л умягчил 5 м³ воды с общей жесткостью 3 ммоль-экв/л. Рассчитайте обменную ёмкость катионита.

Решение

Основной технологической характеристикой ионитов является их обменная ёмкость (ОЕ), которая экспериментально определяется количеством ионов, извлеченных из воды 1 гр воздушно-сухого ионита.

Рассчитывают обменную ёмкость по формуле

$$OE = \frac{Ж_{\text{общ}} \cdot V \cdot 1000}{V_1},$$

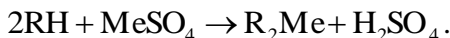
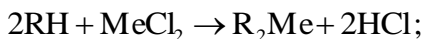
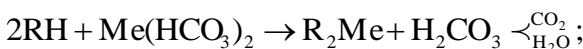
где $Ж_{\text{общ}}$ – общая жесткость воды, ммоль-экв/л; V – количество профильтрованной воды до появления ионов кальция в фильтрате (до 0,05 ммоль-экв/л), л; V_1 – объём катионита, мл; 1000 – коэффициент пересчета от ммолей в моли и от миллилитров в кубометры; OE – обменная ёмкость, моль-экв/м³.

$$OE = \frac{3 \cdot 5000 \cdot 1000}{25000} = 600 \text{ моль-экв/м}^3.$$

Пример 5. На Н-катионитных фильтрах умягчается вода, имеющая следующий состав: $Ж_{\text{карб}} = 2$ ммоль-экв/л, $Cl^- = 3,2$ мг-экв/л, $SO_4^{2-} = 1,1$ мг-экв/л. Определить число в мг/л образующихся веществ в фильтрате.

Решение

При Н-катионировании жесткой воды протекают следующие реакции:



Согласно закону эквивалентов, количество выделенной углекислоты эквивалентно количеству гидрокарбонатов в воде:

$$n_{CO_2} = n_{Me(HCO_3)_2} = Ж_{\text{карб}} = 2 \text{ ммоль-экв/л}.$$

Так как $n_{Me(HCO_3)_2} = n_{Ca(HCO_3)_2} + n_{Mg(HCO_3)_2}$, количество кислот составляет:

$$n_{HCl} = n_{Cl^-} = 3,2 \text{ мг-экв/л};$$

$$n_{H_2SO_4} = n_{SO_4^{2-}} = 1,1 \text{ мг-экв/л}.$$

Рассчитываем молярные массы эквивалента выделившихся веществ:

$$M_{\text{CO}_2} = \frac{M}{2} = \frac{44}{2} = 22 \text{ г} - \text{экв/моль};$$

$$M_{\text{HCl}} = \frac{M}{1} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г} - \text{экв/моль};$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г} - \text{экв/моль}.$$

Так как мг-эквиваленты этих веществ равны соответствующему количеству мг, рассчитываем массу выделившихся веществ:

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2} = 2 \cdot 22 = 44 \text{ мг/л};$$

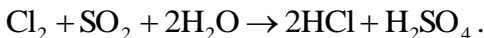
$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = 3,2 \cdot 36,5 = 116,8 \text{ мг/л};$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,1 \cdot 49 = 53,9 \text{ мг/л}.$$

Пример 6. Какое количество хлора содержится в 100 м^3 воды, если для его удаления потребовалось 2 мг/л сернистого газа?

Решение

Записываем реакцию нейтрализации хлора сернистым газом:



Рассчитываем количество сернистого газа, пошедшего на удаление хлора из 100 м^3 или 10^5 л воды, исходя из условия, что на 1 л требуется 2 мг или $2 \cdot 10^{-3} \text{ г}$ сернистого газа (молярная масса $M_{\text{SO}_2} = 64 \text{ г/моль}$):

$$n = \frac{mV}{M} = \frac{2 \cdot 10^{-3} \cdot 10^5}{64} = 3,125 \text{ моль}.$$

Согласно уравнению реакции с 1 молекул SO_2 взаимодействует 1 моль Cl_2 , поэтому

$$n\text{Cl}_2 = n\text{SO}_2 = 3,125 \text{ моль}.$$

3.3. Тесты для самоконтроля

1. Какими ионами обусловлена постоянная жесткость воды?
а) Cl^- , SO_4^{2-} ; б) CO_3^{2-} , HCO_3^- ; в) NO_3^- .
2. Какая жесткость воды устраняется кипячением в течение 1 часа при атмосферном давлении?
а) постоянная; б) общая; в) временная.
3. К какому классу относится вода, если ее общая жесткость равна 5 ммоль-экв/л?
а) мягкая; в) средней жесткости;
б) довольно жесткая; г) жесткая.
4. По ГОСТ для хозяйственно-питьевых целей жесткость воды не должна превышать
а) 6 ммоль-экв/л; в) 7 ммоль-экв/л;
б) 8 ммоль-экв/л; г) 6,5 ммоль-экв/л.
5. Через какие соединения устраняются гидрокарбонаты кальция и магния?
а) CaCO_3 , MgCO_3 ; в) Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2 .
б) CaCO_3 , Mg(OH)_2 ;
6. Какой из реагентных методов применяют для устранения карбонатной жесткости и одновременно для уменьшения щелочности?
а) кипячение; б) известкование; в) введение NaOH .
7. Какой из реагентных методов дает наименьшую остаточную жесткость
а) известкование; в) фосфатный.
б) известково-содовый;

8. Импфирование – это перевод
- а) карбонатной жесткости в некарбонатную жесткость;
 - б) некарбонатной жесткости в карбонатную жесткость.
9. Аминогруппа – это основная ионогенная группа:
- а) катионита;
 - б) анионита.
10. В растворах с малой концентрацией лучше обмениваются
- а) одновалентные ионы;
 - б) многовалентные ионы.
11. С увеличением pH обменная емкость увеличивается для
- а) катионов;
 - б) анионов.
12. В каком случае увеличивается кислотность воды при
- а) Na-катионировании;
 - в) NH_4 -катионировании.
 - б) H-катионировании;

3.5. Контрольные вопросы и задания

61. Какой метод является наиболее распространённым при удалении из воды растворённых примесей (катионов и анионов)? Значение произведения растворимости при выборе соответствующего осадителя.

62. Какой метод умягчения воды называют термическим? Какие химические реакции протекают при умягчении воды этим методом?

63. Как осуществляют умягчение воды методом осаждения? Какие реагенты используют? Какие реакции протекают? Каков эффект умягчения?

64. Какой процесс следует проводить для умягчения воды: катионирования или аэрирования? Почему? Составьте уравнения реакций, протекающих при умягчении воды методом ионного обмена.

65. Описать химические методы очистки сточных вод.
66. Выразить химическими уравнениями процессы, лежащие в основе обезжелезивания воды методом упрощенной аэрации. В каком случае этот метод используется? Каково остаточное содержание железа?
67. С какой целью применяется дезодорация воды? Охарактеризуйте известные приёмы дезодорации.
68. Перечислить методы, применяемые для обеззараживания воды и дать им краткую сравнительную характеристику.
69. Как величина рН влияет на процесс обеззараживания методом хлорирования?
70. Что называется активным хлором, как он определяется в хлорсодержащем реагенте?
71. Что называется оптимальной дозой хлора, как он определяется, от чего зависит?
72. Что понимают под выражением «остаточный хлор»? Какова величина «остаточного хлора» по ГОСТ?
73. В каких случаях применяется хлорирование с аммонизацией? В чём сущность этого процесса?
74. Привести графики хлороемкости воды при отсутствии и наличии в ней аммонийных солей. Дать им объяснение.
75. Охарактеризовать методы дехлорирования воды.
76. На чём основано бактерицидное действие озона? Преимущества озонирования по сравнению с хлорированием.
77. Дать краткую характеристику бытовых и производственных сточных вод.
78. В чем состоит санитарно-химический анализ сточных вод?
79. Что называется относительной стабильностью сточных вод, БПК сточных вод? Как они определяются?
80. Определить БПК полное в бытовой сточной воде, если норма водоотведения составляет 300 л, а БПК полное – 45 г на 1 чел. в сутки.
81. Сущность деструктивных методов очистки производственных сточных вод.

82. Сущность регенеративных методов очистки производственных сточных вод.

83. Дайте сравнительную характеристику методов удаления из воды мелкодисперсных примесей.

84. В чём суть реагентного коагулирования? По каким двум направлениям протекает нейтрализация электрических зарядов суспензий и коллоидных частиц при введении в воду коагулянта?

85. Что называется оптимальной дозой коагулянта, отчего она зависит и как определяется?

86. Как влияет величина pH на процесс коагулирования сульфатом алюминия? Как устраняется избыточная кислотность?

87. Описать физико-химические методы очистки производственных сточных вод.

88. Общая жёсткость воды равна 6 мг-экв/л. Содержание ионов $\text{Ca}^{2+} = 150$ мг/л, $\text{Mg}^{2+} = 28$ мг/л. Точно ли сделан анализ воды?

87. Чему равна временная жёсткость воды, в 1 л которой содержится 0,146 г гидрокарбоната кальция?

90. В 1 л воды содержится 38 мг-ионов Mg^{2+} и 108 мг-ионов Ca^{2+} . Вычислить общую жёсткость воды.

91. Определить дозу 70%-го СаО в мг/л, необходимую для обработки 100 м^3 воды со следующими показателями: общая жесткость равна 6,0 мг-экв/л; постоянная жёсткость – 1,5 мг-экв/л; свободная $\text{CO}_2 = 4$ мг-экв/л; избыток извести принимается равным 0,5 мг-экв/л.

92. Вычислить количество 60%-й соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), необходимой для умягчения 1 м^3 воды со следующими данными: общая жёсткость воды – 7,5 мг-экв/л, жёсткость карбонатная – 5,0 мг-экв/л, содержание свободной $\text{CO}_2 = 10$ мг-экв/л.

93. Рассчитать дозу извести для умягчения воды, содержащей: $\text{HCO}_3^- = 4,2$ мг-экв/л; $\text{Mg}^{2+} = 1,4$ мг-экв/л; $\text{CO}_2 = 18$ мг/л.

94. Анализом установлено: в воде содержится 15 мг-экв/л свободной CO_2 , общая жёсткость воды 5,8 мг-экв/л, постоянная 1,5 мг-экв/л, содержание иона Mg^{2+} составляет 35 мг/л. Какое

количество 60%-й СаО необходимо для умягчения 1000 м^3 воды? Дозу коагулянта принять равной 12 мг/л.

95. На титрование 10 мл воды израсходовано 5,6 мл 0,1 Н раствора трилона Б. Какова общая жёсткость воды?

96. Какова общая ёмкость катионита, если 1 м^3 его умягчает $0,5 \text{ м}^3$ воды с первоначальной жёсткостью 6,5 мг-экв/л?

97. Обменная ёмкость сульфогля 400 г-экв/м. Сколько ионов Mg^{2+} (в г) поглощает 1 кг катионита?

98. Обменная ёмкость глауконита 150 г-экв/ м^3 . Сколько ионов кальция (в г) поглощает 10 л катионита?

99. Обменная ёмкость сульфогля 500 г-экв/ м^3 . Какое количество воды в м^3 может умягчить 1 м^3 его, если общая жёсткость воды равна 7,2 мг-экв/л?

100. Определить, сколько литров воды может умягчить катионный фильтр объёмом 2000 см^3 с обменной вместимостью 450 г-экв/ м^3 , если содержание иона Ca^{2+} в воде составляет 70 мг/л, а Mg^{2+} – 30 мг/л?

101. Определить расход соли на одну регенерацию катионита, если высота слоя катионита 2,2 м, обменная ёмкость его 290 г-экв/ м^3 , удельный расход соли 200 г/г-экв, диаметр фильтра равен $2,5 \text{ м}^3$.

102. Вода с общей жёсткостью 5,5 мг-экв/л и постоянной жёсткостью 2,0 мг-экв/л подвергается Na-катионированию. Определить концентрацию гидрокарбоната натрия (мг/л) в умягчённой воде.

103. На регенерацию катионитового фильтра диаметром 2,0 м с высотой 3,5 м было израсходовано 530 кг NaCl. Сколько кг из этого количества будет использовано и сколько будет удалено из фильтра водой, если обменная ёмкость катионита составляет 250 г-экв/ м^3 ?

104. Какое количество серной кислоты требуется для импфирирования 1 м^3 воды, карбонатная жёсткость которой равна 5,2 мг-экв/л. Сколько свободной CO_2 при этом выделяется?

4. МИКРОБИОЛОГИЯ ПРИРОДНЫХ И СТОЧНЫХ ВОД

4.1. Содержание темы

1. *Общая микробиология.* Систематика микроорганизмов. Строение бактериальной клетки. Морфология бактерий. Движение бактерий. Размножение бактерий. Питание бактерий. Ферменты. Химический состав бактерий. Дыхание бактерий. Участие микробов в круговороте веществ в природе. Влияние внешних условий на развитие микроорганизмов. Распространение микробов в природе.

2. *Санитарная микробиология.* Состав и показатели качества природных вод. Главные ионы природной воды. Растворенные газы. Биогенные и органические вещества. Санитарно-химический анализ примесей сточных вод. Показатели качества сточных вод. Оценка качества воды по данным санитарно-химического анализа. Индикаторная роль кишечной палочки.

3. *Загрязнение и самоочищение водоёмов.* Распространение микробов в природе. Группировка водоёмов по экологическим признакам. Понятие о сапробности. Оценка качества воды в водоеме или сооружении биологической очистки по индикаторным микроорганизмам. Процессы самоочищения водоёмов. Основные приемы технического воздействия на микробное население воды.

4. *Очистка сточных вод с помощью микроорганизмов.* Аэробные процессы очистки сточных вод. Аэротенк, биофильтры, очистительные пруды. Почвенные методы очистки сточных вод. Сравнительная характеристика эффективности различных аэробных методов очистки сточных вод. Анаэробные процессы очистки сточных вод. Очистные сооружения. Метантенк. Двухъярусный отстойник. Условия сброса сточных вод в водоем.

4.2. Виды СРС

1. Подготовка к коллоквиуму.
2. Индивидуальное задание.

4.3. Примеры решения задач

Пример 1. Активный хлор в количестве 0,1 мг уничтожает 6000 бактерий кишечной палочки в 1 л воды через 4 часа. Сколько потребуется активного хлора для уничтожения 9000 бактерий в 1 л воды за то же время?

Решение

Для определения необходимого количества активного хлора составляем пропорцию:

если 0,1 мг активного хлора уничтожает 6000 бактерий,
тогда X мг активного хлора уничтожает 9000 бактерий.

Отсюда

$$X = \frac{0,1 \cdot 9000}{6000} = 0,15 \text{ мг.}$$

Пример 2. В 1 гр воды содержится 20000 микробных клеток, из них 45 % кокков, 30 % плесеней и 25 % дрожжей. Сколько кокков, плесеней и дрожжей находится в 1 гр воды?

Решение

По условию задачи 20000 микробных клеток, содержащихся в 1 гр воды, составляет 100 %.

Тогда количество кокков составляет:

$$20000 - 100 \%,$$

$$X - 45 \%,$$

$$X = \frac{20000 \cdot 45}{100} = 9000 \text{ микробных клеток;}$$

количество плесеней:

$$20000 - 100 \%,$$

$$X - 30 \%,$$

$$X = \frac{20000 \cdot 30}{100} = 6000 \text{ микробных клеток};$$

количество дрожжей:

$$20000 - 100 \%,$$

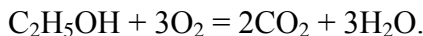
$$X - 25 \%,$$

$$X = \frac{20000 \cdot 25}{100} = 5000 \text{ микробных клеток}.$$

Пример 3. Вычислите БПК₅ и ХПК раствора этанола с концентрацией 200 мг·л⁻¹, если константа k^* процесса окисления (при определении БПК) равна 0,2 сут⁻¹. Удельное БПК_{полн} спирта равно 1,82 мг О·мг⁻¹.

Решение

Уравнение полного окисления этанола



Определим удельное ХПК этанола:

$$\text{ХПК}_{\text{уд}} = \frac{\text{ХПК}}{\text{М}} = \frac{n \cdot \text{М}(\text{O}_2)}{\text{М}}.$$

Здесь n – стехиометрический коэффициент перед кислородом в уравнении полного окисления вещества; $\text{М}(\text{O}_2)$ – молярная масса кислорода, г/моль; М – молярная масса вещества, г/моль, $\text{М}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46$ г/моль;

$$\text{ХПК}_{\text{уд}} = \frac{3 \cdot 32}{46} = 2,09 \text{ мг О} \cdot \text{мг}^{-1}.$$

Зная удельное БПК_{полн}, определяем полное БПК:

$$\text{БПК}_{\text{полн}} = \text{БПК}_{\text{полн уд}} \cdot \text{С} = 1,82 \cdot 200 = 364 \text{ мг О} \cdot \text{л}^{-1}.$$

По кинетическому уравнению реакции первого порядка вычислим БПК₅:

$$k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{C_{A_0}}{C_A} \text{ или } k = \frac{1}{\tau} 2,303 \lg \frac{C_{A_0}}{C_A},$$

где C_{A_0} – начальная концентрация вещества, вступающего в реакцию, $\text{мг} \cdot \text{л}^{-1}$; C_A – текущая концентрация вещества, $\text{мг} \cdot \text{л}^{-1}$; τ – время, прошедшее от начала реакции, сут.

При биологической очистке начальной концентрации вещества соответствует БПК_{полн}, а текущей – (БПК_{полн} – БПК_τ), тогда

$$k = \frac{1}{\tau} 2,303 \lg \frac{\text{БПК}_{\text{полн}}}{\text{БПК}_{\text{полн}} - \text{БПК}_{\tau}};$$

$$k^* = \frac{1}{\tau} \lg \frac{\text{БПК}_{\text{полн}}}{\text{БПК}_{\text{полн}} - \text{БПК}_{\tau}},$$

где $k^* = k/2,303$ – константа биоокисления, сут⁻¹.

Преобразовав уравнения, получим:

$$\text{БПК}_{\tau} = \text{БПК}_{\text{полн}} (1 - 10^{-k^* \tau});$$

$$\text{БПК}_5 = 364 (1 - 10^{-0,2 \cdot 5}) = 326 \text{ мг О} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Пример 4. Вычислите среднюю статистическую простейшую формулу беззольного вещества и удельное ХПК ила, если анализом по методу сжигания пробы активного ила найдено, что беззольное вещество имеет следующий состав (масс. %): С – 49; Н – 8; N – 10; О – 33.

Решение

Обозначим формулу беззольного вещества активного ила $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z\text{O}_w$. Тогда отношение количеств элементов, входящих в состав вещества, равно

$$x : y : z : w = \frac{\omega(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{\omega(\text{N})}{M(\text{N})} : \frac{\omega(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{49}{12} : \frac{8}{1} : \frac{10}{14} : \frac{33}{16} =$$

$$= 4,08 : 8 : 0,71 : 2,06;$$

$x : y : z : w = 5,76 : 11,2 : 1 : 2,9 \approx 6 : 11 : 1 : 3$, и формула беззольного вещества – $C_6H_{11}NO_3$.

Уравнение полного окисления беззольного вещества



$$ХПК_{уд} = \frac{ХПК}{M_{в-ва}} = \frac{n \cdot M(O_2)}{M_{в-ва}},$$

где n – стехиометрический коэффициент перед кислородом в уравнении полного окисления вещества; $M(O_2)$ – молярная масса кислорода, г·моль⁻¹; M – молярная масса вещества, г·моль⁻¹.

$$ХПК_{уд} = \frac{14,5 \cdot 32}{6 \cdot 12 + 1 \cdot 11 + 14 \cdot 1 + 16 \cdot 3} = 3,2 \text{ мг О} \cdot \text{мг}^{-1}.$$

4.4. Тесты для самоконтроля

1. Грибы относятся к классу:

- а) доклеточные; в) одноклеточные.
б) многоклеточные;

2. Микроорганизмы, которые питаются неорганическими и мертвыми органическими веществами, называются

- а) непатогенными; б) патогенными.

3. Внешняя малопроницаемая оболочка споры – это

- а) экзина; б) интина; в) гонидия.

4. Как называются микроорганизмы, которые для передвижения имеют один полярный жгутик?

- а) лофотрихи; в) монотрихи;
б) перитрихи; г) амфитрихи.

5. Какая часть фермента является термолабильной, т. е. боится перепадов температур?

- а) голофермент; б) кофермент; в) апофермент.

6. Фермент, который действует вне клетки, называется

- а) эндофермент; б) эктофермент; в) кофермент.

7. Благодаря чему микробная клетка всасывает питательные вещества?

- а) повышенному осмотическому давлению;
б) повышенному атмосферному давлению;
в) за счет разницы давлений.

8. К какому типу относятся микроорганизмы, которые питаются мертвыми органическими веществами и подразделяются на сапрофитов и паразитов?

- а) автотрофы; в) гетеротрофы.
б) хемосинтетики;

9. Какие микроорганизмы могут жить без доступа кислорода?

- а) анаэробные; в) аэробные.
б) факультативные;

10. В результате какого процесса образуется аммиак, который в дальнейшем окисляется под действием нитритных бактерий?

- а) аммонификации; в) нитрификации.
б) денитрификации;

11. Начальная фаза брожения протекает при участии ферментов и кислоты

- а) H_2SO_4 ; б) HNO_3 ; в) H_3PO_4 .

12. В начальной фазе процесса брожения происходит перестройка молекулы гексозы и превращение ее в следующую кислоту (выбрать правильный вариант и написать формулу):

- а) молочной;
- б) уксусной;
- в) пировиноградной;
- г) муравьиной.

13. Как называются бактерии, которые развиваются при средних температурах?

- а) мезофильные;
- б) термофильные;
- в) психрофильные.

14. Как называется зона сильнейшего загрязнения водоема?

- а) мезосапробная;
- б) полисапробная;
- в) олигосапробная.

15. Какой из аэробных методов очистки сточных вод уничтожает яйца гельминтов и является самым лучшим?

- а) очистка в биофильтрах;
- б) очистка в аэротенках;
- в) почвенный метод;
- г) очистительные пруды.

4.5. Контрольные вопросы и задания

106. Морфологические признаки бактерий. Движение и размножение бактерий.

107. Ультрамикробы и их роль в водоподготовке.

108. Чем отличаются грибы от бактерий? Опишите морфологию актиномицетов, дрожжей, муковых и плесневых грибов.

109. Перечислите физические факторы жизнедеятельности микроорганизмов. Охарактеризуйте их влияние на рост и развитие микроорганизмов.

110. Опишите строение прокариотической и эукариотической бактериальной клетки.

111. Дыхание микроорганизмов. Биологическое окисление. Типы брожения.

112. Дать определение микробиологии как науке. Что изучает водная микробиология? Какое практическое значение она имеет для инженеров-гидротехников?

113. Как влияют химические и биологические факторы на жизнедеятельность микроорганизмов? Назовите наиболее известные неорганические и органические антисептики. В чём состоит их бактерицидное действие?

114. Опишите строение бактериальной клетки. Что такое спорообразование, в чём заключается его защитная функция?

115. Дать характеристику микроорганизмов по типу их питания. Особенности питания бактерий. Обменные процессы в клетках микроорганизмов.

116. Участие микроорганизмов в круговороте веществ в природе. Круговорот азота. Процессы нитрификации и денитрификации.

117. Участие микроорганизмов в круговороте веществ в природе. Круговорот фосфора и серы.

118. Дать характеристику биоценозов природных водоёмов.

119. Санитарно-показательные микроорганизмы воды и почвы.

120. Индикаторная роль бактерий группы кишечной палочки.

121. Оценка качества воды по данным санитарно-бактериологического анализа.

122. Система сапробности и её применение для оценки степени загрязнения водоёмов.

123. Характер и источники загрязнения водоёмов.

124. В чём состоит самоочищающая способность водоёмов?

125. Влияние микроорганизмов и продуктов их жизнедеятельности на качество воды.

126. Какой вред причиняют микробиологические обрастания в трубах и сооружениях? Какие мероприятия проводятся по борьбе с обрастаниями?

127. Основные приёмы технического воздействия на микробное население воды.

128. Значение микроорганизмов в процессах очистки сточных вод.

129. Объяснить связь окислительно-восстановительного потенциала с числом бактерий сточной жидкости и интенсивностью микробиологических процессов.

130. К чему сводится механизм очистки сточных вод на очистных сооружениях?

131. Описать аэробное окисление жидкой фазы городских сточных вод и общую направленность аэробных процессов.

132. Объяснить процессы биохимического окисления на биофильтрах. Охарактеризовать состав биоценозов биологической плёнки и функции отдельных микроорганизмов.

133. Объяснить процессы биохимического окисления примесей жидкой фазы сточной жидкости в аэротенках. Дать характеристику биоценозов активного ила.

134. Химический состав активного ила. Что называется «иловым индексом»? Условия нормального хлопьеобразования активного ила в аэротенке.

135. Вычислите БПК₅ и ХПК раствора фенола с концентрацией $1 \text{ мг} \cdot \text{л}^{-1}$, если константа биоокисления k равна $0,15 \text{ сут}^{-1}$. Отношение $\text{БПК}_{\text{полн}}/\text{ХПК} = 0,6$. Определите время полного окисления фенола.

136. Какова сущность биохимического окисления при почвенных методах очистки твёрдой и жидкой фаз?

137. Описать биохимические процессы при очистке сточных вод в биологических прудах и их специфику.

138. Какие микроорганизмы и почему получили название показательных, или индикаторных? Оценка работы биохимических очистных сооружений при помощи индикаторных микроорганизмов.

139. Дать краткую характеристику стандартных методов санитарно-бактериологического анализа воды хозяйственнопитьевого и промышленного водоснабжения.

140. При каких условиях возможна нормальная эксплуатация искусственных сооружений биохимической очистки сточных вод?

141. Сравнить эффективность аэробных методов очистки сточных вод на различных типах сооружений.

142. Описать анаэробные процессы обработки осадка сточных вод. Роль метанового брожения в разрушении осадков.

143. Разложение азотсодержащих органических соединений в анаэробных условиях.

144. Сравнить интенсивность биохимических процессов в септиктенке, двухъярусном отстойнике, метантенке.

145. Дать санитарную характеристику различных видов утилизации сброженного осадка и санитарную оценку сельскохозяйственной продукции, получаемой с полей брожения.

146. Каковы особенности спуска сточных вод в море? Влияние морской воды на бактериальное население сточных вод и биохимические процессы.

147. Объяснить термофильное брожение, происходящее в метантенке и дать его микробиологическую, биохимическую и санитарную характеристику.

148. Определите среднюю статистическую формулу беззольного вещества и удельную ХПК ила, если анализом по методу сжигания пробы активного ила найдено, что беззольное вещество имеет состав (% масс.): С – 48 % , Н – 8 % , N – 14 % и О – 30 % .

149. Как изменится нагрузка на ил, если изменить процент регенерации с 20 на 30 % при продолжительности аэрации 6,0 час, дозе ила в аэротенке – $1,5 \text{ г} \cdot \text{л}^{-1}$, в регенераторе – $5,5 \text{ г} \cdot \text{л}^{-1}$, зольности ила – 25 %. БПК₅ воды, поступающей в аэротенк, равна $150 \text{ мг} \cdot \text{л}^{-1}$.

150. Вычислите БПК₅ и ХПК раствора уксусной кислоты с концентрацией $112 \text{ мг} \cdot \text{л}^{-1}$, если константа биоокисления k^* равна $0,18 \text{ сут}^{-1}$. $\text{БПК}_{\text{полн}}/\text{ХПК} = 0,75$. Определите время полного окисления уксусной кислоты.

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Каждый студент выполняет вариант контрольных заданий, обозначенный двумя последними цифрами номера зачетной книжки. Например, номер зачетной книжки 82514, две последние цифры 14, им соответствует 14-й вариант контрольного задания; если номер зачетной книжки 82521, смотрим по последней цифре, которой соответствует 1-й вариант.

Студенты заочного факультета выполненные контрольные работы регистрируют в деканате и сдают на кафедру химии не позднее, чем за 5 дней до начала занятий по данному курсу.

Перечень задач для выполнения контрольных работ

№ варианта	Номера задач, относящихся к данному варианту										
1	1	15	30	31	46	61	76	91	106	121	136
2	2	14	29	32	47	62	77	92	107	122	137
3	3	13	28	33	48	63	78	93	108	123	138
4	4	12	27	34	49	64	79	94	109	124	139
5	5	11	26	35	50	65	80	95	110	125	140
6	6	10	25	36	51	66	81	96	111	126	141
7	7	16	24	37	52	67	82	97	112	127	142
8	8	30	23	38	53	68	83	98	113	128	143
9	9	28	22	39	54	69	84	99	114	129	144
10	10	29	21	40	55	70	85	100	115	130	145
11	11	27	20	41	56	71	86	101	116	131	146
12	12	26	19	42	57	72	87	102	117	132	147
13	13	25	18	43	58	73	88	103	118	133	148
14	14	24	17	44	59	74	89	104	119	134	149
15	15	23	16	45	60	75	90	103	120	135	150

ОТВЕТЫ К ТЕСТАМ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

Глава 1

1. а; 2. б; 3. б; 4. в; 5. в; 6. б; 7. в; 8. в; 9. б; 10. б; 11. а; 12. а.

Глава 2

1. б; 2. б, в; 3. а; 4. а, г; 5. а; 6. б; 7. в; 8. б; 9. а; 10. б, в; 11. в.

Глава 3

1. а; 2. в; 3. б; 4. в; 5. б; 6. б; 7. в; 8. а; 9. б; 10. б; 11. а; 12. б.

Глава 4

1. б; 2. б; 3. а; 4. в; 5. в; 6. б; 7. а; 8. в; 9. а; 10. а; 11. в; 12. в
13. а; 14. б; 15. в.

ТЕСТЫ ОСТАТОЧНОГО КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

1. Формула тяжелой воды:

H_2O	
T_2O	
HDO	
D_2O	

2. Растворимость газов в жидкости увеличивается при

повышении давления и температуры	
повышении давления и понижении температуры	
понижении давления и повышении температуры	
понижении давления и температуры	

3. Общая и активная кислотность будут равны для кислоты

H_2S	
H_2SO_3	
HNO_2	
HNO_3	

4. Вещества, которые ускоряют химические реакции, изменяют механизм протекания реакции, но сами при этом остаются в неизменном виде, это

катализаторы	
ингибиторы	
адсорбенты	
флокулянты	

5. Расставить ионы в порядке увеличения коагулирующей способности

K^+	
Fe^{+3}	
Li^+	
Zn^{+2}	

6. В каком виде находится углекислота в растворе, если $pH = 8,4$?

CO_2	
HCO_3^-	
CO_3^{2-}	
H_2CO_3	

7. Окисляемость анализируемой воды составляет 8 мг/л O_2 . Из какого водоема взята вода?

болото	
озеро	
артезианская вода	
грунтовые незагрязненные воды	

8. Жесткость воды, которая устраняется кипячением в течение 1 часа при атмосферном давлении:

постоянная	
общая	
временная	
некарбонатная	

9. Согласно ГОСТ жесткость воды, предназначенной для хозяйственно-бытовых нужд, не должна превышать

7 ммоль-экв/дм ³	
6 ммоль-экв/дм ³	
8 ммоль-экв/дм ³	
6,5 ммоль-экв/дм ³	

10. Согласно ГОСТ для сохранения бактерицидных свойств в течение длительного времени концентрация остаточного хлора в воде должна составлять

0,1 – 0,2 мг/л	
0,2 – 0,3 мг/л	
0,3 – 0,5 мг/л	
0,5 – 0,7 мг/л	

11. К какому типу относятся микроорганизмы, которые *не* могут жить в присутствии кислорода?

патогенные	
аэробные	
анаэробные	
непатогенные	

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Ивчатов, А.Л.* Химия воды и микробиология / А.Л. Ивчатов, В.И. Малов. – М.: ИНФРА-М, 2010. – 218 с.
2. *Рябчиков, Б.Е.* Современные методы подготовки воды для промышленного и бытового использования / Б.Е. Рябчиков. – М.: ДеЛи принт, 2004. – 328 с.
3. *Другов, Ю.С.* Анализ загрязненной воды / Ю.С. Другов, А.А. Родин. – М.: БИНОМ, 2012. – 680 с.
4. *Голдовская, Л.Ф.* Химия окружающей среды: учебник для вузов по спец. «Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов» / Л.Ф. Голдовская. – М.: Мир, 2005. – 294 с.
5. *Щукин, Е.Д.* Коллоидная химия / Е.Д. Щукин, А.В. Перцов, Е.А. Амелина. – М.: Высшая школа, 2004. – 445 с.
6. *Глинка, Н.Л.* Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2012. – 746 с.
7. *Саркисов, Ю.С.* Лабораторный практикум по коллоидной химии: учебное пособие / Ю.С. Саркисов, А.Н. Павлова. – Изд-во Том. гос. архит.-строит. ун-та, 2013. – 99 с.
8. *Карюхина, Т.А.* Химия воды и микробиология / Т.А. Карюхина, И.Н. Чурбанова. – М.: Стройиздат, 1995. – 208 с.
9. *Кутолин, С.А.* Химия и микробиология воды: учебное пособие / С.А. Кутолин, Г.М. Писиченко. – Новосибирск: Изд-во СГУПС, 2002. – 134 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	4
1. Теоретические основы химии воды.....	6
1.1. Содержание темы.....	6
1.2. Виды самостоятельной работы студентов.....	7
1.3. Примеры решения задач.....	7
1.4. Тесты для самоконтроля.....	16
1.5. Контрольные вопросы и задания.....	18
2. Состав и показатели качества	
природных и сточных вод.....	21
4.2. Содержание темы.....	21
4.3. Виды самостоятельной работы студентов.....	22
4.4. Примеры решения задач.....	22
4.5. Тесты для самоконтроля.....	27
4.6. Контрольные вопросы и задания.....	29
3. Теоретические основы процессов очистки	
природных и сточных вод.....	33
3.1. Содержание темы.....	33
3.2. Виды самостоятельной работы студентов.....	34
3.3. Примеры решения задач.....	34
3.4. Тесты для самоконтроля.....	39
3.5. Контрольные вопросы и задания.....	40
4. Микробиология природных и сточных вод.....	44
4.1. Содержание темы.....	44
4.2. Виды самостоятельной работы студентов.....	45
4.3. Примеры решения задач.....	45
4.4. Тесты для самоконтроля.....	48
4.5. Контрольные вопросы и задания.....	50
Задачи для самостоятельного решения.....	54
Ответы к тестам для самоконтроля.....	55
Тесты остаточного контроля знаний.....	55
Библиографический список.....	58

Учебное издание

*Наталья Валерьевна Субботина
Николай Петрович Горленко*

ХИМИЯ ВОДЫ И МИКРОБИОЛОГИЯ

**УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ
ПО САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ**

Редактор Е.Ю. Глотова
Компьютерная верстка Н.В. Субботина

Подписано в печать 30.12.14.
Формат 60×84/16. Бумага офсет. Гарнитура Таймс.
Усл. печ. л. 3,75. Уч.-изд. л. 3,15. Тираж 100 экз. Зак. № 30.
Изд-во ТГАСУ, 634003, г. Томск, пл. Соляная, 2.
Отпечатано с оригинал-макета в ООП ТГАСУ.
634003, г. Томск, ул. Партизанская, 15.