

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 23.02.2023 13:31:51
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное
Образовательное учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной работе
Локтионова Оксана Геннадьевна
« 23 » 02 2023 г.
« ЮЗГУ »

**МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ВОДЫ, ПОТРЕБЛЯЕМОЙ В
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИХ ПРОЦЕССАХ ХИМИЧЕСКИХ
ПРОИЗВОДСТВ**

Методические рекомендации по выполнению практических занятий
для студентов направления подготовки 18.03.01

Курск 2022

УДК 544.47

Составитель: А.В. Лысенко

Рецензент

Кандидат педагогических наук, доцент *К.Ф. Янков*

Методы очистки воды, потребляемой в технологических процессах химических производств: методические рекомендации по выполнению практических занятий для студентов направления подготовки 18.03.01 / Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: А.В. Лысенко. - Курск, 2022. - 46 с.: - Библиогр.: с. 46.

Содержатся краткие теоретические основы методов очистки воды, потребляемой в технологических процессах химических производств. Рассматриваются примеры задач и упражнений. Приведены контрольные вопросы по темам, задания для самостоятельной и индивидуальной работы студентов.

Методические рекомендации соответствуют требованиям федерального государственного образовательного стандарта высшего образования.

Предназначены для студентов очной и заочной форм обучения направления подготовки 18.03.01, изучающих дисциплину «Химические процессы химической технологии».

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать *17.09*, Формат 60x84 1/16.

Усл.печ.л. 2,67. Уч.-изд.л. 2,42.

Тираж 100 экз. Заказ *84* Бесплатно.

Юго-Западный государственный университет.
305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

Содержание

Введение	4
1 Основные процессы инженерной защиты окружающей среды	5
2 Реагентные методы очистки сточных вод – осаждение. Производство растворимости малорастворимых электролитов	9
3 Коагулирование коллоидных примесей воды	13
4 Нейтрализация сточных вод	17
5 Метод ионного обмена	21
6 Жесткость воды и способы ее устранения	27
7 Дегазация воды	34
8 Окисляемость воды. ХПК и БПК	37
9 Экстракция	41
Список использованных источников	46

Введение

Предлагаемые методические указания предназначены для студентов очной и заочной форм обучения направления подготовки 18.03.01 «Химическая технология», изучающих дисциплину «Химические процессы химической технологии».

Указания могут быть использованы на практических занятиях и для самостоятельной работы студентов.

В указания включен краткий теоретический материал с примерами решения задач по следующим темам дисциплины: «Реагентные методы очистки сточных вод – осаждение. Производство растворимости малорастворимых электролитов», «Коагулирование коллоидных примесей воды» «Нейтрализация сточных вод», «Метод ионного обмена» «Жесткость воды и способы ее устранения», «Дегазация воды», «Окисляемость воды. ХПК и БПК», «Экстракция».

К каждой теме предложены задания для самостоятельного решения. Данный материал может быть использован на практических занятиях и для самостоятельной работы.

Цель данных методических указаний – помочь студентам освоить основные методы очистки воды, потребляемой в технологических процессах химических производств, а также приобрести навыки по определению важнейших характеристик природных и сточных вод, проведению расчетов количеств вводимых реагентов при водоподготовке и эффективности удаления примесей из воды.

1 ОСНОВНЫЕ ПРОЦЕССЫ ИНЖЕНЕРНОЙ ЗАЩИТЫ ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ

Под **окружающей природной средой**, или **окружающей средой**, понимается совокупность естественных и измененных природных условий обитания человека и производственной деятельности общества.

Для ее защиты разработаны разнообразные организационно-технические методы, которые можно условно разделить на **активные** и **пассивные**.

Активные методы защиты окружающей среды представляют собой технологические решения по созданию ресурсосберегающих и малоотходных технологий, позволяющих комплексное использование природных ресурсов с минимальным количеством отходов.

Пассивные методы защиты окружающей среды делятся на две подгруппы:

- 1) рациональное размещение источников загрязнения;
- 2) локализация источников загрязнения.

Рациональное размещение предполагает территориальное рациональное размещение объектов экономики, снижающее нагрузку на окружающую среду, **локализация** является флегматизацией источников загрязнения и средством снижения их выбросов. Локализация достигается применением средозащитных технологий, технических систем и устройств.

Теоретические основы технологии защиты окружающей среды базируются на общих законах физической и коллоидной химии, термодинамики, гидро- и аэродинамики и других научных дисциплин. При этом изучается физико-химическая сущность средозащитных процессов. Такой системный подход позволяет сделать обобщения по теории средозащитных технологий, применить к ним единый методологический подход.

В зависимости от закономерностей, характеризующих протекание средозащитных процессов, последние подразделяют на физические, механические, гидромеханические, массообменные, химические, физико-химические, тепловые, биохимические.

В *физических процессах* изменяются лишь форма, размеры, агрегатное состояние и другие физические свойства веществ. Их строение и химический состав сохраняются. Физические процессы применяются при дроблении, измельчении полезных ископаемых, в различных способах обработки металлов давлением, при сушке и других аналогичных случаях.

К *механическим процессам*, основой которых является механическое воздействие на твердые и аморфные материалы, относят измельчение (дробление), сортирование (классификация), прессование и смешивание сыпучих материалов. Движущей силой этих процессов являются силы механического давления или центробежная сила.

К *гидромеханическим процессам*, основой которых является гидростатическое или гидромеханическое воздействие на среды или материалы, относят перемешивание, отстаивание (осаждение), фильтрование, центрифугирование. Движущей силой этих процессов является гидростатическое давление или центробежная сила.

К *массообменным (диффузионным) процессам*, в которых большую роль, наряду с теплопередачей, играет переход вещества из одной фазы в другую за счет диффузии, относят абсорбцию, адсорбцию, десорбцию, экстрагирование, ректификацию, сушку и кристаллизацию. Движущей силой этих процессов является разность концентраций переходящего вещества во взаимодействующих фазах.

Химические процессы, протекающие с изменением физических свойств и химического состава исходных веществ, характеризуются превращением одних веществ в другие, изменением их поверхностных и межфазных свойств. К ним относятся процессы катализа, нейтрализации, окисления и восстановления. Движущей силой химических процессов является разность химических (термодинамических) потенциалов. Химические процессы изменяют физические свойства исходного сырья и его химический состав. С их помощью получают многие вещества, которые в чистом виде в сырье не присутствуют. Химические процессы являются основой производства в

металлургии, химической промышленности и во множестве других отраслей народного хозяйства.

Физико-химические процессы характеризуются взаимосвязанностью химических и физических процессов, происходящих в вещественной субстанции. К физико-химическим процессам разделения, основой которых являются физико-химические превращения веществ, можно отнести коагуляцию и флокуляцию, флотацию, ионный обмен, обратный осмос и ультрафильтрацию, дезодорацию и дегазацию, электрохимические методы. Движущая сила этих процессов – разность физических и термодинамических потенциалов разделяемых компонентов на границах фаз. Физико-химические процессы широко применяются при обогащении полезных ископаемых, в металлургии, технологиях основных химических производств, органическом синтезе, энергетике и особенно в природоохранных мероприятиях (пыле- и газопылеулавливании, очистке сточных вод и др.).

К **тепловым процессам**, основой которых является изменение теплового состояния взаимодействующих сред, относят нагревание, охлаждение, выпаривание и конденсацию. Движущей силой этих процессов является разность температур (термических потенциалов) взаимодействующих сред.

Специфическую группу составляют **биохимические процессы** – химические превращения, протекающие с участием субъектов живой природы и составляющие основу жизнедеятельности всех живых организмов растительного и животного мира. В основе этих процессов лежат каталитические ферментативные реакции биохимического превращения веществ в процессе жизнедеятельности микроорганизмов, они характеризуются протеканием биохимических реакций и синтезом веществ на уровне живой клетки. На их использовании построено сельскохозяйственное производство и пищевая промышленность, например, биотехнологии. Движущая сила биохимических процессов – энергетический уровень (потенциал) живых организмов.

В реальной действительности многие процессы протекают одновременно. Например, процессы адсорбции и абсорбции часто сопровождаются химическими превращениями; химические

процессы нейтрализации и окисления можно одновременно рассматривать как массообменные процессы и т.д.

Рассмотрим в качестве примера основные методы очистки воды, которые являются современными технологическими разработками по защите окружающей среды, позволяющими осуществлять концепцию устойчивого развития человеческого общества.

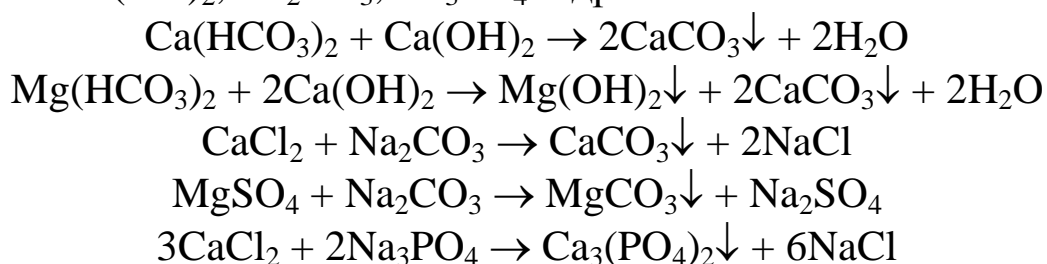
Контрольные вопросы

1. Что такое окружающая природная среда?
2. Охарактеризуйте систему «человек – окружающая среда». Назовите основные направления взаимодействия человека и природы.
3. Раскройте сущность и приведите примеры воздействия человека на окружающую природную среду.
4. Дайте определение понятию «малоотходное производство». Какова его цель?
5. Чем отличаются активные методы защиты окружающей среды от пассивных методов?
6. В чем сущность физических процессов, применяемых в охране окружающей среды? Приведите их примеры.
7. Что является движущей силой механических и гидромеханических процессов? Назовите их примеры.
8. Раскройте сущность массообменных (диффузионных) процессов.
9. Охарактеризуйте химические и физико-химические процессы, покажите их роль в охране различных объектов окружающей среды.
10. В чем особенность биохимических процессов? Как их используют в защите окружающей среды?

2 РЕАГЕНТНЫЕ МЕТОДЫ ОЧИСТКИ СТОЧНЫХ ВОД - ОСАЖДЕНИЕ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ МАЛОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

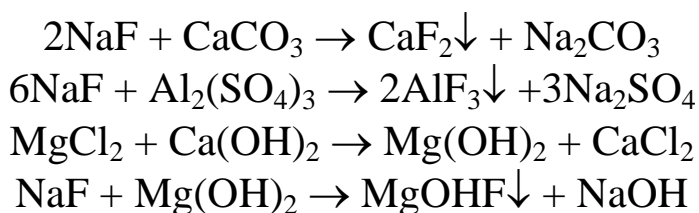
Для очистки природных и сточных вод от примесей используют реагентные методы, при добавлении реагентов может происходить коагулирование коллоидных примесей с последующим осаждением (коагуляция) или образование малорастворимых соединений, выпадающих в осадок (осаждение). При осаждении вводимые реагенты взаимодействуют с примесями воды, образуя труднорастворимые вещества, которые осаждаются в соответствии с их пределом растворимости.

Осаждение используется при умягчении воды, когда ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} переводят в малорастворимые соли, добавляя реагенты-осадители: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3 , Na_3PO_4 и др.

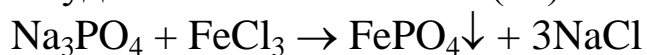


В виде малорастворимых солей можно вывести из воды ряд ионов (Hg^{2+} , Pb^{2+} , Cd^{2+} , SO_4^{2-} , F^- , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-} и др.).

Например, фторид-ионы удаляют солями кальция, алюминия или магния:



Фосфаты можно удалять солями железа (III) или алюминия:

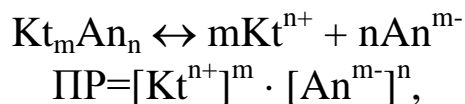


Эта реакция широко используется в обработке сточных вод, если необходима глубокая очистка воды от фосфатов.

Расчеты по осаждению примесей из воды проводят, используя характеристику малорастворимых солей – *произведение растворимости*. Произведение растворимости – это произведение

концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.

Насыщенный раствор электролита представляет собой равновесную систему:



где $[\text{Kt}^{n+}]$ и $[\text{An}^{m-}]$ – равновесные концентрации катиона и аниона (моль/л) при данной температуре.

Произведение растворимости малорастворимых электролитов есть величина постоянная при определенной температуре, эти значения приводятся в справочниках.

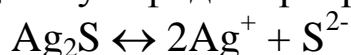
По произведению растворимости можно рассчитать остаточную концентрацию осаждаемых ионов и сравнить ее с предельно допустимой, чтобы определить эффективность данного метода очистки воды.

Пример 1

Какова остаточная концентрация ионов Ag^+ (мг/л) в насыщенном растворе Ag_2S , если осаждение проводили эквивалентным количеством ионов S^{2-} ($\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{S}} = 6 \cdot 10^{-50}$)? Достигнута ли при этом предельно допустимая концентрация ионов Ag^+ в воде, если $\text{ПДК}_{\text{Ag}^+} = 0,1$ мг/л?

Решение:

Уравнение диссоциации сульфида серебра:



Обозначим концентрацию соли (моль/л) за x , тогда концентрация ионов Ag^+ (моль/л) будет равна $2x$, а концентрация сульфид-ионов (моль/л) равна x .

$$\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{S}} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]$$

$$\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{S}} = (2x)^2 \cdot x = 4x^3$$

$$x = \sqrt[3]{(6 \cdot 10^{-50} / 4)} = \sqrt[3]{(1,5 \cdot 10^{-50})} = 5,3 \cdot 10^{-18}$$

Концентрация ионов серебра в насыщенном растворе Ag_2S равна $2x$, т.е. $1,06 \cdot 10^{-17}$ моль/л, $m_{\text{Ag}^+} = 1,06 \cdot 10^{-17} \cdot 108 = 1,145 \cdot 10^{-15}$ г/л = $1,145 \cdot 10^{-12}$ мг/л. Эта величина меньше предельно допустимой концентрации ионов серебра, равной 0,1 мг/л, следовательно,

полнота удаления ионов серебра достигнута при осаждении их в виде сульфида.

Задания для самостоятельного решения

1. Насыщенный при комнатной температуре раствор PbSO_4 объемом 3 л содержит 0,132 г соли. Вычислите произведение растворимости PbSO_4 . Достигнута ли предельно допустимая концентрация ионов Pb^{2+} в воде, если их осаждали эквивалентным количеством Na_2SO_4 ($\text{ПДК}_{\text{Pb}^{2+}}=0,03$ мг/л)?

2. Растворимость MgCO_3 равна $1,41 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости этой соли. Достигается ли полное удаление ионов Mg^{2+} из питьевой воды при осаждении эквивалентным количеством ионов CO_3^{2-} , если допустимая концентрация Mg^{2+} не должна превышать 0,02 мэкв/л?

3. Вычислить растворимость осадка CaC_2O_4 (г/л) в его насыщенном растворе, если $\text{ПР}_{\text{CaC}_2\text{O}_4}=2,3 \cdot 10^{-9}$. Достигнута ли предельно допустимая концентрация ионов Ca^{2+} в воде, если их осаждали эквивалентным количеством $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($\text{ПДК}_{\text{Ca}^{2+}}=110$ мг/л)?

4. Для насыщения 200 мл воды требуется 0,71 мг BaCrO_4 . Рассчитать произведение растворимости этой соли. Достигнута ли предельно допустимая концентрация ионов Ba^{2+} в воде, если их осаждали эквивалентным количеством Na_2CrO_4 ($\text{ПДК}_{\text{Ba}^{2+}}=0,1$ мг/л)?

5. Сколько граммов ионов Ag^+ находится в 2 л насыщенного раствора Ag_2SO_4 , если произведение растворимости этой соли равно $7,7 \cdot 10^{-5}$? Достигнута ли предельно допустимая концентрация ионов Ag^+ в воде, если их осаждали эквивалентным количеством Na_2SO_4 ($\text{ПДК}_{\text{Ag}^+}=0,1$ мг/л)?

6. Сколько воды потребуется для растворения при комнатной температуре 1 г BaCO_3 ($\text{ПР}_{\text{BaCO}_3}=1,9 \cdot 10^{-9}$)? Достигнута ли предельно допустимая концентрация ионов Ba^{2+} в воде, если их осаждали эквивалентным количеством Na_2CO_3 ($\text{ПДК}_{\text{Ba}^{2+}}=0,1$ мг/л)?

7. Определите остаточную концентрацию ионов Cu^{2+} в насыщенном растворе CuCO_3 , если осаждение проводили эквивалентным количеством K_2CO_3 ($\text{ПР}_{\text{CuCO}_3}=2,36 \cdot 10^{-10}$). Достигнута ли при этом предельно допустимая концентрация ионов Cu^{2+} в воде, если $\text{ПДК}_{\text{Cu}^{2+}}=1$ мг/л?

8. Оптимальная для здоровья человека концентрация ионов F^- в питьевой воде составляет 1,25 мг/л. Будет ли пригодна для питьевых целей вода, прошедшая очистку от фторид-ионов осаждением фторида кальция (без избытка ионов кальция)?

9. Сточная вода содержит ионы железа, которые можно удалять в форме гидроксидов. В каком виде следует осажждать железо – $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_3$, чтобы обезжелезивание было наиболее полным? Рассчитать остаточную концентрацию железа (моль/л) после осаждения эквивалентным количеством щелочи. $\text{ПР}(\text{Fe}(\text{OH})_2)=1,64 \cdot 10^{-14}$, $\text{ПР}(\text{Fe}(\text{OH})_3)=3,8 \cdot 10^{-38}$.

10. Рассчитайте произведение растворимости соли CaCO_3 , если в 1 л насыщенного раствора при 25 °С содержится $6,93 \cdot 10^{-2}$ г этой соли. Достигнута ли предельно допустимая концентрация ионов Ca^{2+} в воде, если их осаждали эквивалентным количеством Na_2CO_3 ($\text{ПДК}_{\text{Ca}^{2+}}=110$ мг/л)?

3 КОАГУЛИРОВАНИЕ КОЛЛОИДНЫХ ПРИМЕСЕЙ ВОДЫ

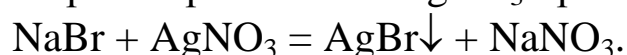
Частицы дисперсной фазы в коллоидном состоянии имеют размер от 1 до 500 нм. Коллоидные частицы (мицеллы) имеют сложное строение. В частице различают нейтральное ядро, поверхность которого адсорбирует ионы, имеющие с ядром общие химические элементы. Эти ионы называются *потенциалобразующими*. Ионы, несущие противоположный заряд, называются *противоионами*. Они образуют два слоя: один, прочно связанный с ядром, - *адсорбционный*, другой, сильно размытый слой, - *диффузионный*. Ядро и адсорбционный слой образуют гранулу, которая несет заряд. Мицелла электронейтральна.

Пример 2

Определите заряд гранулы золя AgBr, полученного смешением 250 мл 0,01М раствора NaBr и 300 мл 0,006М раствора AgNO₃. Составьте формулу мицеллы.

Решение:

При смешивании растворов NaBr и AgNO₃ протекает реакция:

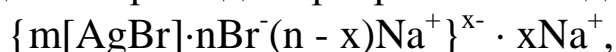


Определим количества NaBr и AgNO₃, участвующих в реакции:

$$n(\text{вещества}) = C \cdot V(\text{раствора}); \quad n(\text{NaBr}) = 0,01 \cdot 0,25 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль};$$

$$n(\text{AgNO}_3) = 0,006 \cdot 0,3 = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

Согласно уравнению реакции, 1 моль NaBr реагирует с 1 моль AgNO₃. Тогда, по условию, бромид натрия взят в избытке, ионы Br⁻ будут потенциалобразующими. Гранула имеет отрицательный заряд. Формула мицеллы бромида серебра имеет вид:



где $m[\text{AgBr}]$ – ядро; $n\text{Br}^- (n - x)\text{Na}^+$ - адсорбционный слой;

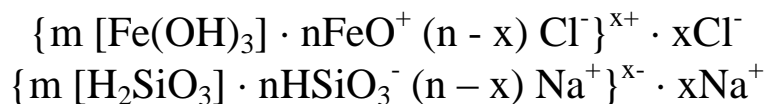
$x\text{Na}^+$ - диффузионный слой;

$\{ m[\text{AgBr}] \cdot n\text{Br}^- (n - x)\text{Na}^+ \}^{x-}$ - гранула;

Br⁻ - потенциалобразующие ионы;

Na^+ - противоионы.

В природных и сточных водах могут содержаться коллоидные примеси. В природных водах, например, в коллоидном состоянии находятся кремниевая кислота, алюмосиликаты (глины), гуматы и др.

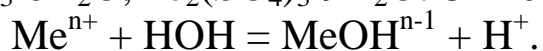


В обработанных водах могут дополнительно присутствовать в коллоидном состоянии CaCO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и др.

Наличие этих примесей нежелательно, удаление их происходит в процессе **коагулирования воды**.

Вещества, введение которых в воду вызывает коагуляцию, называются **коагулянтами**. При коагуляции коллоидные частицы теряют заряд, слипаются и выпадают в осадок.

Основные коагулянты: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. Эти соли гидролизуются по схеме:



Наименьшая концентрация электролита, вызывающая коагуляцию данного коллоида, называется **порогом коагуляции** (γ), моль/л. Величина порога коагуляции при прочих равных условиях зависит от заряда коагулирующего иона:

$$\gamma_1 : \gamma_2 : \gamma_3 \approx 700 : 60 : 1,$$

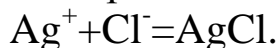
где $\gamma_1, \gamma_2, \gamma_3$ – концентрации (моль/л) коагулирующих ионов с зарядами 1, 2, 3.

Пример 3

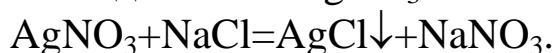
Пробное коагулирование золя хлорида серебра различными электролитами показало, что при прочих равных условиях порог коагуляции (ммоль/л) составляет для KNO_3 – 70; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – 0,07; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ – 0,7; $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ – 0,8. Какой знак заряда несет гранула коллоидной частицы? Дайте примерную ее формулу.

Решение:

Хлорид серебра образуется в реакции:



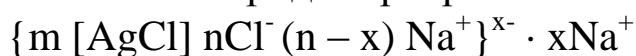
Например, при взаимодействии AgNO_3 и NaCl :



Ядром мицеллы является труднорастворимый AgCl. Потенциалобразующими ионами могут быть ионы серебра или хлорид-ионы. В первом случае гранула будет иметь положительный заряд, во втором – отрицательный.

Добавляемые электролиты – KNO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ – содержат одинаковый анион – NO_3^- и катионы K^+ , Fe^{3+} , Ba^{2+} , Mg^{2+} разной зарядности. Наименьший порог коагуляции у $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, коагуляцию золя вызывают ионы Fe^{3+} , значит, частицы золя хлорида серебра заряжены отрицательно.

Формула мицеллы золя хлорида серебра:



При коагулировании мутных природных вод взвешенные частицы захватываются в процессе слипания коллоидными частицами и выпадают совместно. Таким образом, при коагулировании повышается прозрачность и понижаются мутность и цветность воды.

Доза безводного коагулянта D_k (мг/л) для мутных вод рассчитывается по формуле:

$$D_k = 3,5 \cdot \sqrt{\text{Мутность, мг/л.}}$$

Доза безводного коагулянта D_k (мг/л) для цветных вод определяется по формуле:

$$D_k = 4 \cdot \sqrt{\text{Цветность, град.}}$$

Задания для самостоятельного решения

1. Определите дозу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, необходимую для коагулирования примесей воды, если цветность воды составляет 40 град. Сколько граммов коагулянта потребуется для обработки 1 т воды?

2. Какой объем 0,006н. AgNO_3 надо прибавить к 0,03 л 0,012н. раствора KI, чтобы получить отрицательно заряженные частицы золя йодида серебра? Напишите формулы мицеллы золя AgI.

3. Пробное коагулирование золя сульфида мышьяка (III) различными электролитами показало, что при прочих равных условиях порог коагуляции (ммоль/л) составляет для KCl – 50;

$\text{AlCl}_3 - 0,09$; $\text{CaCl}_2 - 0,7$; $\text{MgSO}_4 - 0,8$. Какой знак заряда несет гранула коллоидной частицы? Дайте примерную формулу мицеллы.

4. Определите дозу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, необходимую для коагулирования примесей воды, если мутность воды составляет 15 мг/л. Сколько граммов коагулянта потребуется для обработки 1 т воды?

5. Рассчитайте часовой расход коагулянта $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$: производительность установки 120 т/ч, доза 50 мг/л. Исследуемый коагулянт содержит 60 % безводного сульфата железа (II).

6. Мутность воды составляет 20 мг/л. Сколько граммов восемнадцативодного сульфата алюминия потребуется для обработки 200 л воды?

7. Определите концентрацию (в мг/л) коагулянтов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ и $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, снижающих щелочность коагулируемой воды на 0,60 мэкв/л.

8. Для коагуляции различными электролитами золя гидроксида железа (III) определенной концентрации расходуется: $\text{KCl} - 12$ ммоль; $\text{BaCl}_2 - 11,8$ ммоль; $\text{K}_2\text{SO}_4 - 0,20$ ммоль; $\text{MgSO}_4 - 0,21$ ммоль. Какой знак заряда имеет гранула коллоидной частицы? Дайте примерную формулу мицеллы, если золь был получен из FeCl_3 .

9. Какой объем 0,003н. раствора хлорида железа (III) надо прибавить к 0,06 л 0,002н. AgNO_3 , чтобы частицы золя имели отрицательный заряд? Составьте формулу мицеллы золя AgCl .

10. Пробное коагулирование золя гидроксида алюминия различными электролитами показало, что при прочих равных условиях порог коагуляции (ммоль/л) составляет для $\text{NaCl} - 40$; $\text{CaCl}_2 - 50$; $\text{K}_2\text{SO}_4 - 0,6$; $\text{Na}_3\text{PO}_4 - 0,02$. Какой заряд имеет гранула коллоидной частицы? Напишите примерную формулу коллоидной частицы.

4 НЕЙТРАЛИЗАЦИЯ СТОЧНЫХ ВОД

Нейтрализация сточных вод относится к химическим методам очистки сточных вод. Сточные воды, содержащие минеральные кислоты или щелочи, перед сбросом их в водоемы или перед использованием в технологических процессах нейтрализуют. Практически нейтральными считаются воды, имеющие рН от 6,5 до 8,5.

Для воды и водных растворов произведение концентраций водородных и гидроксильных ионов является величиной постоянной при данной температуре. Эта величина называется *ионным произведением воды* (K_v):

$$K_v = [H^+] \cdot [OH^-],$$

где $[H^+]$, $[OH^-]$ – равновесные концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов, моль/л.

При температуре 22 °С ионное произведение воды $K_v = 10^{-14}$.

В нейтральной среде $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л; в кислой среде $[H^+] > [OH^-]$, т.е. $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, а в щелочной среде $[H^+] < [OH^-]$, т.е. $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л.

Кислотность и щелочность среды принято выражать через водородный показатель рН и гидроксильный показатель рОН.

$$pH = -\lg[H^+], \quad pOH = -\lg[OH^-]$$

Из величины ионного произведения воды следует, что $pH + pOH = 14$.

Изменение рН природных и сточных вод происходит в результате растворения в них кислот, оснований или солей, подвергающихся гидролизу.

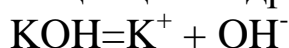
Величины рН и рОН в растворах сильных кислот или оснований определяют по их исходной концентрации и рассчитывают по уравнению диссоциации.

Пример 4

Определите рН 0,01М раствора КОН.

Решение:

Составим уравнение диссоциации гидроксида калия:



Согласно уравнению из 0,01 моль КОН образуется 0,01 моль ионов OH^- , тогда $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$, $\text{pOH} = -\lg 10^{-2} = 2$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$, $\text{pH} = 14 - 2 = 12$

Концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в растворах слабых кислот и оснований определяют, учитывая их исходную концентрацию и степень диссоциации (α) или константу диссоциации (K_d).

Так, концентрация H^+ в растворе слабой кислоты (например, HNO_2 , $\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$) определяется по формулам:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot C_{\text{исх}} \text{ или } [\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot C_{\text{исх}}}$$

где α – степень диссоциации; K_d – константа диссоциации электролита; $C_{\text{исх}}$ – исходная концентрация электролита.

Концентрация OH^- в растворах слабых оснований (например, NH_4OH , $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$) определяется по формулам:

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot C_{\text{исх}} \text{ или } [\text{OH}^-] = \sqrt{K_d \cdot C_{\text{исх}}}$$

Пример 5

Определите pH 0,01М раствора NH_4OH ($K_d = 1,79 \cdot 10^{-5}$).

Решение:

Концентрацию ионов OH^- определяем по формуле:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_d \cdot C_{\text{исх}}} = \sqrt{(1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2})} = 4,23 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Находим гидроксильный показатель:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-], \text{pOH} = -\lg(4,23 \cdot 10^{-4}) = 3,37$$

$$\text{Тогда } \text{pH} = 14 - \text{pOH}, \text{pH} = 14 - 3,37 = 10,63$$

Нейтрализацию кислых и щелочных сточных вод проводят различными способами:

- 1) смешением кислых и щелочных сточных вод;
- 2) добавлением реагентов;
- 3) фильтрованием кислых вод через нейтрализующие фильтры;
- 4) абсорбцией кислых газов щелочными водами.

Наиболее распространенным методом является реагентный метод. Для нейтрализации кислых вод используют: NaOH , KOH , Na_2CO_3 , NH_4OH (аммиачная вода), CaCO_3 , MgCO_3 и др. Наиболее

доступным реагентом является гидроксид кальция (известковое молоко) с содержанием активной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$, равным 5-10 %. Иногда для нейтрализации используют отходы производства, например, шлаки металлургических производств.

Расчеты доз реагентов, необходимых для нейтрализации, проводят по уравнениям реакций.

Пример 6

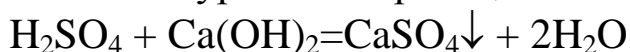
Вычислите объем 10%-ного раствора гидроксида кальция ($\rho=1,12$ г/мл), необходимый для нейтрализации 120 л сернокислого технологического раствора, содержащего 8,4 г H_2SO_4 /л.

Решение:

Определим массу H_2SO_4 в 120 л сточной воды:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)=8,4 \cdot 120=1008 \text{ г}$$

Составим уравнение реакции нейтрализации:



Вычислим массу $\text{Ca}(\text{OH})_2$, необходимую для нейтрализации 1008 г H_2SO_4 :

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2)=(M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \cdot m_{\text{H}_2\text{SO}_4})/M_{\text{H}_2\text{SO}_4}=(74 \cdot 1008)/98=761,5 \text{ г}$$

Рассчитаем массу 10%-ного раствора гидроксида кальция, содержащего 761,5 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$m_{\text{р-ра}}=(100 \cdot 761,5)/10=7615 \text{ г}$$

Вычислим объем раствора гидроксида кальция:

$$V=m/\rho=7615/1,12=6800 \text{ мл}=6,8 \text{ л}$$

Задания для самостоятельного решения

1. Найдите концентрации ионов H^+ и OH^- и укажите реакцию среды в растворах при рН: а) рН=7; б) рН=4.
2. Определите рН раствора, в 2 л которого содержится 11,2 г КОН ($\alpha=100$ %).
3. Вычислите концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе, рН которого равно 6.
4. Чему равна молярная концентрация растворов HNO_3 и NaOH , если для первого раствора рН=2, а для второго рН=13?
5. Как изменится рН раствора, если вдвое разбавить водой 0,1М раствор HCl ?

6. Определить рН 0,1М раствора муравьиной кислоты НСООН , если константа диссоциации ее равна $4 \cdot 10^{-4}$.
7. Вычислите рН раствора, в 2 л которого содержится 7,3 г НСІ .
8. Найдите концентрации ионов H^+ и OH^- в растворах при рОН, равном: а) рОН=4; б) рОН=11.
9. Каким будет цвет лакмуса в растворах, если рОН их равны: 10; 6; 4,5; 2,0? Чему равна молярность этих растворов по ионам H^+ и OH^- ?
10. К 10 мл дистиллированной воды добавили 10 мл 0,1М раствора NaOH . Вычислите рН полученного раствора.
11. Определите дозу поташа K_2CO_3 , необходимую для нейтрализации 180 кг 5%-ного раствора НСІ .
12. Рассчитайте объем 5%-ного раствора Ca(OH)_2 ($\rho=1,08$ г/мл), необходимый для нейтрализации 300 л сернокислого раствора, содержащего 6 г H_2SO_4 /л.
13. Сколько мл 36,23%-ного раствора НСІ ($\rho=1,18$ г/мл) следует взять для приготовления 2 л раствора с рН=1?
14. Рассчитайте дозу оксида кальция, необходимую для нейтрализации 10 л 2М раствора серной кислоты.
15. Определите дозу K_2CO_3 , необходимую для нейтрализации 180 кг 5%-ного раствора соляной кислоты.
16. Найдите объем 2н. серной кислоты, необходимый для нейтрализации 25 л технологического раствора, содержащего 1,12 г/л KOH .
17. Вычислите массу кальцинированной соды Na_2CO_3 , необходимую для нейтрализации 100 м³ травильных сточных вод, содержащих 73 г/м³ соляной кислоты.
18. Найти массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого содержится 224 г HNO_3 ($\rho=1,12$ г/мл).
19. Какой объем 10%-ной серной кислоты ($\rho=1,07$ г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 160 г NaOH ?
20. Плотность 40%-ного раствора HNO_3 равна 1,25 г/мл. Рассчитайте молярность этого раствора.

5 МЕТОД ИОННОГО ОБМЕНА

Ионный обмен – это процесс обмена между ионами, находящимися в растворе, и ионами матрицы ионита. Таким образом, ионы из раствора поглощаются ионитом, а подвижные ионы ионита в эквивалентном количестве переходят в раствор.

Иониты – это твердые вещества, практически не растворимые в воде. Те из них, которые способны поглощать из растворов электролитов положительные ионы, являются **катионитами**, а иониты, поглощающие отрицательные ионы, – **аниониты**. Если иониты обменивают и катионы, и анионы, их называют амфотерными (амфолиты).

Иониты. Иониты подразделяют на **природные** и искусственные (синтетические). По своей природе они бывают неорганические (минеральные) и органические.

Различают следующие виды ионитов:

- 1) сильнокислотные катиониты, содержащие сульфогруппы SO_3H , и сильноосновные аниониты, содержащие четвертичные аммониевые основания;
- 2) слабокислотные катиониты, содержащие карбоксильные COOH и фенольные группы, диссоциирующие при $\text{pH} > 7$, а также слабоосновные аниониты, содержащие первичные NH_2 и вторичные NH -группы, диссоциирующие при $\text{pH} < 7$;
- 3) иониты смешанного типа, проявляющие свойства смеси сильных и слабых кислот и оснований.

К **неорганическим природным ионитам** относятся цеолиты, глинистые минералы, полевые шпаты, различные слюды. Их катионообменные свойства обусловлены содержанием алюмосиликатов типа $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$. К **неорганическим синтетическим ионитам** относятся силикагели, пермутиты, труднорастворимые оксиды и гидроксиды некоторых металлов (алюминия, хрома, циркония). Катионообменные свойства силикагеля обусловлены обменом ионов водорода гидроксидных групп на катионы металлов.

Органические природные иониты – это гуминовые кислоты почв и углей. Они проявляют слабокислотные свойства. Для

усиления кислотных свойств и обменной емкости угли измельчают и сульфатируют в избытке олеума. Сульфатугли являются дешевыми полиэлектролитами, содержащими сильно- и слабокислотные группы. К недостаткам таких ионитов относятся их малая химическая стойкость и невысокая обменная емкость.

В основном, на практике используют **синтетические органические иониты**, представляющие собой полимеры (высокомолекулярные соединения), состоящие из углеводородных цепей, сшитых поперечными мостиками. Пространственная углеводородная сетка (каркас) называется **матрицей**, а обменивающиеся ионы – **противоионами**. Каждый противоион соединен с противоположно заряженными ионами, называемыми фиксированными, или **анкерными**, ионами. При сокращенном написании ионита матрицу обозначают в общем виде, а активную группу полностью. Например, сульфокатиониты записывают как RSO_3H , где R – матрица, H^+ – противоион, SO_3^- – анкерный ион.

Иониты, содержащие одинаковые активные группы, называются **монофункциональными**, а иониты, которые содержат функциональные группы различной химической природы, – **полифункциональными**.

Катиониты в качестве противоионов могут содержать не ионы водорода, а ионы металлов, т.е. находиться в солевой форме. Также аниониты могут быть в солевой форме, когда в качестве противоионов выступают ионы кислот.

Свойства ионитов. Важнейшим свойством ионитов является их поглотительная способность, так называемая **обменная емкость**, которая определяется числом эквивалентов ионов, поглощаемых единицей массы или объема ионита. Различают полную, статическую и рабочую (динамическую) обменные емкости.

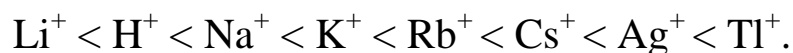
Полная емкость ионита – количество эквивалентов ионов, которое может поглотить из сточной воды 1 м^3 ионита до полного насыщения.

Статическая емкость – это обменная емкость ионита при равновесии в данных рабочих условиях. Эта величина обычно меньше полной емкости.

Рабочая (динамическая) емкость ионита – количество находящихся в воде эквивалентов ионов, которое может поглотить 1 м³ ионита до начала проскока в фильтрат поглощаемых ионов. Динамическая емкость обычно меньше статической емкости.

Величина рН сточной воды, при которой происходит обмен ионами, зависит от константы диссоциации ионообменных групп смолы. Сильнокислотные катиониты позволяют проводить процесс в любых средах, а слабокислотные – в щелочных и нейтральных средах.

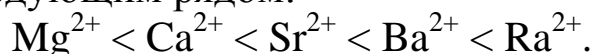
Поглощение ионов ионитами селективно. Для однозарядных ионов установлен следующий ряд селективности, в котором каждый последующий член ряда сорбируется более селективно, чем предыдущий:



Среди ионов щелочных металлов установлена следующая закономерность роста селективности при:

- 1) увеличении радиуса негидратированного иона (наименьшего у лития и наибольшего у цезия);
- 2) уменьшении радиуса гидратированного иона (наибольшего у лития и наименьшего у цезия);
- 3) уменьшении степени гидратации соответствующей моноформы ионита (наибольшей у лития и наименьшей у цезия).

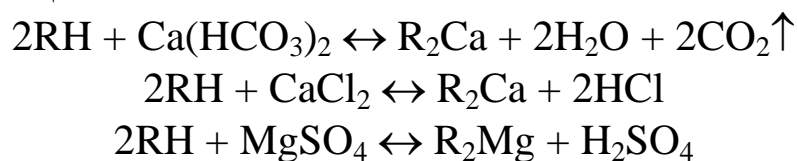
Ионный обмен для двухзарядных ионов может быть охарактеризован следующим рядом:



Объяснение этому ряду такое же, как и для однозарядных ионов.

Метод ионного обмена используется для умягчения воды, т.е. удаления из воды ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} .

При Н-катионитовом методе умягчения воды протекают следующие реакции:

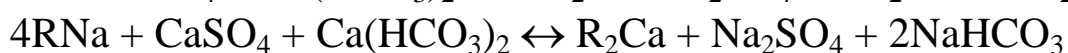
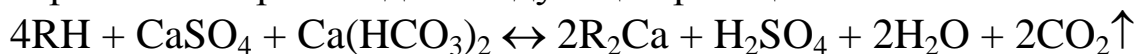


В результате Н-катионирования происходит подкисление воды вследствие образования кислот. Поэтому внутреннюю

поверхность аппаратуры предохраняют специальными покрытиями – хлорвиниловыми или бакелитовыми лаками, слоями резины.

При Na-катионировании изменения pH воды не происходит.

При параллельном умягчении воды H-катионированием и Na-катионированием происходят следующие реакции:

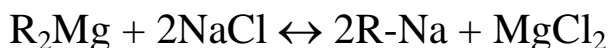


Таким образом, происходит взаимная нейтрализация продуктов реакции. Образующийся углекислый газ удаляется в специальных дегазаторах.

Ионообменная очистка применяется для извлечения и утилизации из сточных вод тяжелых металлов (цинка, меди, хрома, никеля, свинца, ртути, кадмия, ванадия, марганца), а также соединений мышьяка, фосфора, цианистых соединений и радиоактивных веществ. Метод позволяет очищать сточную воду до предельно допустимых концентраций с последующим ее использованием в технологических процессах или в системах оборотного водоснабжения.

Регенерация ионитов. Так как процесс ионного обмена обратим, возможна регенерация ионитов после их использования для очистки воды.

Катиониты регенерируют растворами NaCl или HCl. Например, после умягчения воды регенерация ионита протекает следующим образом:



Степень регенерации ионитов α (%) определяют по формуле:

$$\alpha = 100 \cdot \theta_v / \theta_{\text{п}}$$

где θ_v – восстановленная обменная емкость; $\theta_{\text{п}}$ – полная обменная емкость.

Пример 7

Какова обменная емкость катионита, если поступающая на фильтр вода имела жесткость 3 мэкв/л и до проскока солей жесткости через катионитный фильтр прошло 960 м³ воды? Объем катионита 7 м³.

Решение

Найдем число эквивалентов солей жесткости, поглощенных катионитом:

$$n = 960 \cdot 3 \cdot 1000 = 2880000 \text{ мэкв} = 2880 \text{ экв.}$$

Определим обменную емкость катионита:

$$OE = n/V_{\text{кат}} = 2880/7 = 411,4 \text{ экв/м}^3.$$

Контрольные вопросы

1. В чем сущность метода ионного обмена?
2. Что представляют собой иониты? Какие ионы называют противоионами?
3. Как делят иониты по происхождению? Приведите примеры природных и синтетических ионитов.
4. Дайте характеристику катионитам, анионитам и амфолитам.
5. Что называют полной емкостью ионита, статической и динамической емкостью?
6. От каких факторов зависит селективность поглощения ионов ионитами?
7. Для каких целей в охране окружающей среды можно использовать метод ионного обмена?
8. На чем основаны ионообменные методы умягчения воды?
9. Какие реакции протекают при H^+ -катионировании воды? В чем недостаток этого метода?
10. В чем сущность процесса регенерации ионитов? Как определяют степень регенерации?

Индивидуальные задания

1. Катионитный фильтр имеет объем 3 м^3 , обменная емкость 400 экв/ м^3 . Определить количество воды (в литрах), которое может умягчить этот фильтр, если общая жесткость воды равна 6 мэкв/л .

2. Определить расход соли на одну регенерацию катионита, если высота слоя катионита 2,2 м, обменная емкость 280 экв/м³, удельный расход соли 200 г/экв, диаметр фильтра 2,5 м.

3. Какова продолжительность работы натрий-катионитного фильтра между двумя регенерациями, если обменная емкость его составляет 500 экв/м³, жесткость фильтруемой воды 3,7 мэкв/л, скорость фильтрования 12 м³/ч? Диаметр фильтра 2 м, высота слоя катионита 2 м.

4. Общая жесткость воды 6,5 мэкв/л, постоянная жесткость 3,5 мэкв/л. Определите объем (н.у.) образующегося в результате Н-катионирования углекислого газа. Напишите схему реакции ионного обмена.

5. Рассчитать суточную потребность катионита для очистки воды жесткостью 8,5 мэкв/л, если скорость пропускания воды 6 м³/ч, а обменная емкость катионита составляет 1200 экв/м³.

6. Определите обменную емкость катионита, если до отключения катионитного фильтра через него было пропущено 600 т воды, содержащей 90 мг/л сульфата кальция и 30 мг/л сульфата магния. Объем катионита 3,5 м³.

7. Как и на сколько изменится общее солесодержание воды при умягчении ее методом натрий-катионирования, если до умягчения вода имела общую жесткость 2,3 мэкв/л? Магниева жесткость составляла 25 % от общей.

8. Емкость поглощения катионита составляет 400 экв/м³. Какой объем воды может быть умягчен за один цикл этим катионитом, если жесткость фильтруемой воды составляет 2,4 мэкв/л, объем катионита равен 6,28 м³?

9. Обменная емкость сульфоугля равна 650 экв/л. Сколько м³ воды можно умягчить 1 м³ сульфоугля, если общая жесткость воды равна 6 мэкв/л?

10. Катионитный фильтр имеет объем 5 м³, обменная емкость 600 экв/м³. Определить объем воды (в литрах), который может умягчить этот фильтр, если общая жесткость воды равна 4,5 мэкв/л.

6 ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЁ УСТРАНЕНИЯ

Жесткость воды – важная характеристика природных вод, обусловленная содержанием в ней растворимых солей кальция и магния.

Различают общую, карбонатную, некарбонатную, временную и постоянную жесткости.

Общей жесткостью называют суммарную концентрацию ионов кальция и магния в воде, выраженную в ммоль-экв/л.

$$O_{\text{Ж}} = \text{Ж}_{\text{Ca}^{2+}} + \text{Ж}_{\text{Mg}^{2+}}$$

По величине общей жесткости воду делят на шесть классов: очень мягкая (0-1,5 ммоль-экв/л), мягкая (1,5-3,0 ммоль-экв/л), средней жесткости (3-4,5 ммоль-экв/л), довольно жесткая (4,5-6,0 ммоль-экв/л), жесткая (6,0-10,0 ммоль-экв/л), очень жесткая (свыше 10 ммоль-экв/л).

Карбонатная жесткость обусловлена присутствием карбонатов и гидрокарбонатов кальция и магния, **некарбонатная** – присутствием солей сильных кислот – сульфатов и хлоридов кальция и магния.

Временная жесткость – часть общей жесткости, которая устраняется кипячением воды при атмосферном давлении. Она равна разности между общей и постоянной жесткостью.

Постоянная жесткость – часть общей жесткости, сохраняемая после кипячения воды.

Кроме выше приведенных видов жесткости, выделяют **кальциевую и магниевую жесткости**. Первая определяется содержанием в воде ионов кальция (в мэкв/л), последняя – ионов магния (мэкв/л).

Жесткость воды рассчитывают по формуле:

$$\text{Ж} = m / (M_{\text{э}} \cdot V),$$

где m – масса ионов кальция и магния, солей жесткости, реагентов, добавляемых для устранения жесткости, мг;

$M_{\text{э}}$ – эквивалентная масса ионов кальция и магния, солей жесткости, реагентов;

V – объем воды, л.

Пример 8

Какова общая и карбонатная жесткость воды, если в ней содержится Ca^{2+} - 0,1405 г/л, Mg^{2+} - 0,1155 г/л, SO_4^{2-} - 0,294 г/л, Cl^- - 0,1278 г/л и ионы HCO_3^- (прочие ионы отсутствуют)?

Решение:

Общая жесткость воды обусловлена содержанием в воде ионов кальция и магния. Ее можно рассчитать по формуле:

$$J_0 = m(\text{Mg}^{2+}) / (M_3(\text{Mg}^{2+}) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}) + m(\text{Ca}^{2+}) / (M_3(\text{Ca}^{2+}) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}})$$

Масса ионов измеряется в мг, объем воды - в литрах, $M_3(\text{Ca}^{2+}) = 20$ г/моль-экв, $M_3(\text{Mg}^{2+}) = 12$ г/моль-экв.

$$J_0 = \frac{115,5}{12} + \frac{140,5}{20} = 16,65 \text{ мэкв/л}$$

Некарбонатная жесткость обусловлена присутствием ионов SO_4^{2-} и Cl^- , так как ионы HCO_3^- связаны с карбонатной жесткостью.

$$J_{\text{нк}} = m(\text{SO}_4^{2-}) / (M_3(\text{SO}_4^{2-}) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}) + m(\text{Cl}^-) / (M_3(\text{Cl}^-) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}})$$

$M_3(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2 M(\text{SO}_4^{2-}) = 48$ г/моль-экв; $M_3(\text{Cl}^-) = M(\text{Cl}^-) = 35,5$ г/моль-экв.

$$J_{\text{нк}} = \frac{294}{48} + \frac{127,8}{35,5} = 9,725 \text{ мэкв/л}$$

Жесткость карбонатная равна разности между общей и некарбонатной жесткостью:

$$J_{\text{к}} = J_0 - J_{\text{нк}} = 16,65 - 9,725 = 6,925 \text{ мэкв/л}$$

Методы умягчения воды

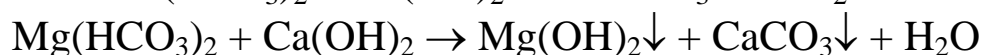
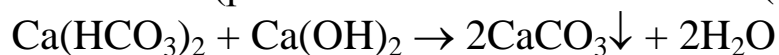
Для уменьшения жесткости воды используют термический метод, реагентные способы и метод ионного обмена.

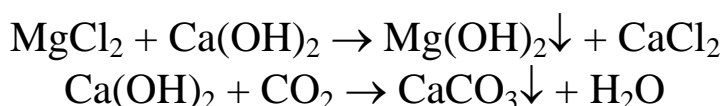
Термический метод основан на подогревании воды до 90-95°C:



Реагентные способы основаны на осаждении малорастворимых соединений кальция и магния, образующихся при добавлении реагентов:

1. **Известкование** (реагент – гашеная известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$)





При известковании снижается карбонатная жесткость (щелочность), концентрация CO_2 и общее солесодержание.

Дозу извести рассчитывают по формуле:

$$D_{\text{CaO}} = 28 \cdot (\text{Ж}_k + [\text{CO}_2]/22 + 0,5), \text{ мг/л,}$$

где Ж_k – карбонатная жесткость, мэкв/л;

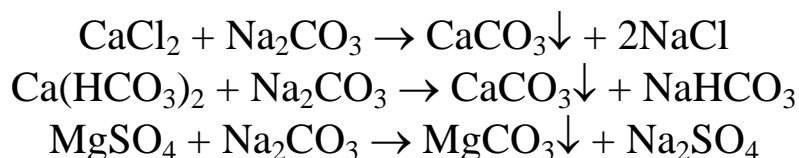
$[\text{CO}_2]$ – концентрация CO_2 , мг/л;

0,5 – избыток реагента, мэкв/л;

28 – масса эквивалентная CaO ,

22 – масса эквивалентная CO_2 .

2. **Известково-содовый способ** (реагенты – гашеная известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и сода Na_2CO_3). Этим способом снижают временную и постоянную жесткости.



Дозы извести и соды рассчитываются по формулам:

$$D_{\text{CaO}} = 28 \cdot (\text{Ж}_k + [\text{CO}_2]/22 + [\text{Mg}^{2+}]/12 + 0,5), \text{ мг/л}$$

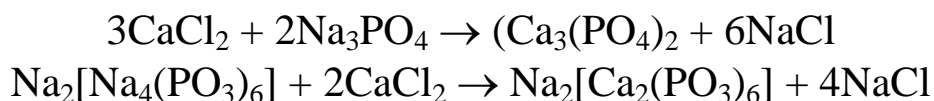
$$D_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 53(\text{Ж}_{\text{нк}} + 1), \text{ мг/л,}$$

где $[\text{Mg}^{2+}]$ – концентрация ионов магния, мг/л;

$\text{Ж}_{\text{нк}}$ – некарбонатная жесткость, мэкв/л;

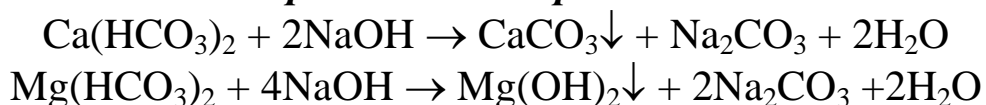
12 и 53 – массы эквивалентные Mg^{2+} и Na_2CO_3 .

3. **Фосфатные методы** (реагенты – ортофосфат натрия, гидроортофосфат натрия, гексаметафосфат натрия $\text{Na}_2[\text{Na}_4(\text{PO}_3)_6]$). Устраняются все виды жесткости.

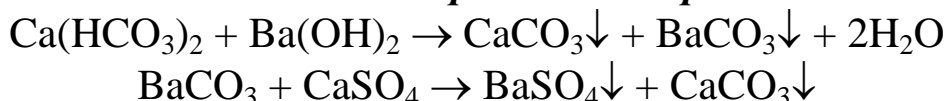


Умягчение фосфатными соединениями проводят для доумягчения воды.

4. Умягчение гидроксидом натрия



5. Умягчение солями и гидроксидом бария



Пример 9

Воду с постоянной жесткостью 6,4 мэкв/л обработали содой, содержание карбоната в соде составляет 82 %. Объем умягчаемой воды составляет 1000 м³/сутки. Определите суточный расход соды на умягчение, если избыток соды составляет 1 мэкв/л.

Решение:

Определим дозу карбоната натрия:

$$D_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 53(J_{\text{нк}} + 1), \text{ мг/л} \quad D_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 53(6,4 + 1) = 392,2 \text{ мг/л.}$$

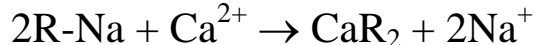
Рассчитаем дозу соды:

$$D_{\text{соды}} = (392,2 \cdot 100 \%) / 82 \% = 478,29 \text{ мг/л}$$

За сутки умягчается 1000 м³ воды. На ее умягчение затрачивается сода массой:

$$m_{\text{соды}} = 1000 \cdot 478,29 = 478290 \text{ г} = 479 \text{ кг.}$$

Метод ионного обмена основан на обмене ионами между водой и ионообменником – Na-катионитным фильтром или H-катионитным фильтром.



Ионообменник – это резервуар, заполненный ионитом. Диаметр этого фильтра от 1 м до 3 м, высота слоя катионита 2-4 м, скорость фильтрования 4-25 м³/ч, рабочее давление до 6 Атм.

Ионитами называют вещества, способные к обмену ионами с раствором электролита. Иониты – это твердые вещества, набухающие в воде, но нерастворимые в ней. Различают катиониты, которые способны к обмену катионами, и аниониты, способные к обмену анионами.

Технологической характеристикой ионитов является обменная емкость (ОЕ), которая определяется количеством эквивалентов кальция и магния, извлеченных из воды 1 м³ катионита.

$$\text{ОЕ} = (J_0 \cdot V_{\text{воды}}) / (V_{\text{катионита}} \cdot 1000),$$

где ОЕ – обменная емкость, экв/м³;

J_0 – жесткость воды, мэкв/л;

$V_{\text{воды}}$ – объем воды до проскока ионов жесткости в фильтрате;

$V_{\text{катионита}}$ – объем катионита в фильтре, м³;

1000 – коэффициент перехода от мэкв к эквивалентам.

Пример 10

Какова обменная емкость катионита, если поступающая вода имела жесткость 6,0 мэкв/л, и до проскока солей жесткости через катионитный фильтр прошло 800 м³ воды? Объем катионита 4,8 м³.

Решение:

Рассчитываем обменную емкость катионита:

$$OE = (J_0 \cdot V_{\text{воды}}) / (V_{\text{катионита}} \cdot 1000)$$

$$OE = (6 \text{ мэкв/л} \cdot 800 \cdot 1000) / (4,8 \text{ м}^3 \cdot 1000) = 1000 \text{ экв/м}^3$$

Общую и кальциевую жесткость определяют комплексометрическим титрованием. Пробу воды титруют комплексом III (ЭДТА, C₁₀H₁₄N₂O₈Na₂). Карбонатную жесткость определяют титрованием раствором соляной кислоты.

$$J_0 = (N(\text{ЭДТА}) \cdot V(\text{ЭДТА}) \cdot 1000) / V(\text{воды}),$$

где N(ЭДТА) – нормальность раствора ЭДТА, экв/л;

V(ЭДТА) – объем раствора ЭДТА, мл;

V(воды) – объем пробы воды, мл;

1000 – переводной коэффициент экв/л в мэкв/л.

Задания для самостоятельного решения

1. Определить общую жесткость воды, в 10 л которой содержится 0,95 г хлорида магния; 2,22 г хлорида кальция; 0,73 г гидрокарбоната магния и 2,43 г гидрокарбоната кальция.

2. В 4 литрах воды содержится 120 мг ионов Ca²⁺ и 48 мг ионов Mg²⁺. Вычислить общую жесткость воды.

3. Сколько мл 0,05н. раствора комплексона III и 0,1н. соляной кислоты расходуется на определение общей и карбонатной жесткости, если объем пробы равен 100,00 мл, общая жесткость – 4,8 мэкв/л, карбонатная жесткость – 2,2 мэкв/л.

4. Временная жесткость воды равна 5,2 мэкв/л. Вычислите, какое количество Ca(HCO₃)₂ содержится в 20 л воды.

5. Чему равна жесткость воды, содержащей ионы Ca²⁺ – 41,65 мг/л, Mg²⁺ – 23,00 мг/л, K⁺ – 3,2 мг/л?

6. На определение ионов кальция и магния в 100 мл воды расходуется 6,48 мл 0,05н. комплексона III, на этот же объем воды

потрачено 4,46 мл 0,1н. соляной кислоты. Вычислите общую и карбонатную жесткости анализируемой воды.

7. В 10 л воды содержится 38 мг гидрокарбоната магния и 108 мг гидрокарбоната кальция. Рассчитайте общую жесткость воды.

8. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 3,62 мэкв/л. Определите массу соли в 2 л воды.

9. Рассчитайте карбонатную, некарбонатную и общую жесткость воды, содержащей в 1 л: Ca^{2+} - 80 мг, HCO_3^- - 122 мг, Cl^- - 71 мг, Mg^{2+} - 48 мг.

10. Какова общая и карбонатная жесткость воды, если при анализе в 1 л ее было найдено Ca^{2+} - 0,142 г, Mg^{2+} - 0,0424 г, SO_4^{2-} - 0,0483 г, Cl^- - 0,1532 г и ионы HCO_3^- (прочие ионы отсутствуют)?

11. Определить, сколько литров воды с жесткостью 6,3 мэкв/л может умягчить катионитный фильтр объемом 5,0 л с обменной емкостью 260 экв/м³.

12. Определите обменную способность катионита, если до отключения катионитного фильтра через него было пропущено 600 т воды, содержащей 90 мг/л сульфата кальция и 30 мг/л сульфата магния. Объем катионита 3,5 м³.

13. Обменная емкость ионита равна 260 экв/м³. Сколько л воды может умягчить 0,5 м³ ионита, если общая жесткость воды равна 4 мэкв/л?

14. Вычислите суточную потребность катионита (в м³) для умягчения воды. Объемная скорость течения воды – 5 м³/ч, жесткость воды – 7,6 мэкв/л, емкость поглощения катионита – 150 экв/м³.

15. Рассчитайте, сколько литров воды с жесткостью 5,82 мэкв/л может умягчить катионитный фильтр объемом 5,0 л с обменной емкостью 180 экв/м³.

16. Обменная емкость ионита равна 360 экв/м³. Сколько литров воды могут умягчить 2 м³ ионита, если общая жесткость воды равна 4,80 мэкв/л?

17. Определить (в м³) суточную потребность катионита для умягчения воды, если объемная скорость течения воды – 4 м³/ч, жесткость воды – 5,28 мэкв/л, обменная емкость катионита – 206 экв/м³.

18. Сколько граммов ионов Ca^{2+} поглощают 5 л катионита, обменная емкость которого равна 200 экв/м³?

19. Через катионитный фильтр, рабочий объем которого равен 2,12 м³, пропускают воду с жесткостью 6,2 мэкв/л. Объемная скорость течения воды – 5,0 м³/ч. Определите емкость поглощения катионита (в экв/м³), если фильтр работает без регенерации трое суток.

20. Рассчитайте обменную емкость катионита марки КУ-2, если через 200 г катионита пропустили 25 л воды, содержащей 9,85 г гидрокарбоната магния и 11,38 г хлорида кальция.

7 ДЕГАЗАЦИЯ ВОДЫ

В воде, применяемой для технологических целей, нежелательно присутствие растворенных в ней газов. Удаление из воды растворенных газов (хлора, кислорода, углекислого газа, сероводорода и др.) называют дегазацией.

Для дегазации применяют физические, физико-химические и химические методы.

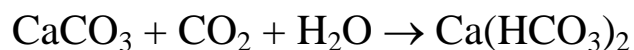
К *физическим* методам относят *аэрацию воды*. Согласно закону Генри-Дальтона, растворимость газов прямо пропорциональна их парциальному давлению в воздухе над раствором. Поэтому газы, не содержащиеся в воздухе, удаляются при контакте воды с ним (H_2S , CO_2 и др.). Для этих целей применяют дождевание, фонтанирование, пропускание через градирни, разбрызгивание в вакууме, барботаж воздуха через слой воды.

Растворимость газов в воде уменьшается при увеличении температуры, поэтому для дегазации можно использовать нагревание воды.

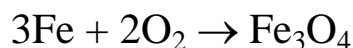
К *физико-химическим* методам относится *мутационное фильтрование*. В ходе него, кроме фильтрования, протекают химические процессы связывания примесей воды. Например, при использовании угольного фильтра из воды удаляется хлор:



При пропускании воды через меловой фильтр удаляется углекислый газ:

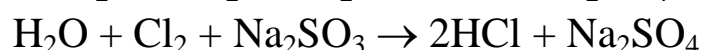
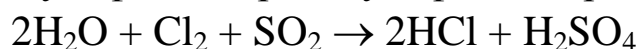


Кислород можно удалить из воды пропусканием через железостружечный фильтр:



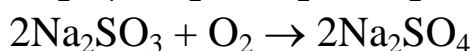
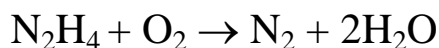
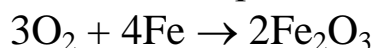
Химические методы основаны на взаимодействии растворенных газов с реагентами, добавляемыми к воде.

Дехлорирование воды проводят введением восстановителей: сернистого газа, тиосульфата натрия, сульфита натрия и др.

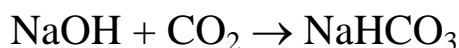


При дехлорировании воды учитывается ее хлороемкость. Количество активного хлора (мг/л), расходуемое при 30-минутном контакте его с исследуемой водой на окисление примесей, содержащихся в воде, называют хлороемкостью воды.

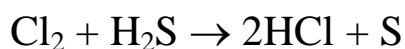
Для удаления кислорода из воды применяют железные стружки, сульфиты, сернистый газ, гидразин N_2H_4 .



Углекислый газ, содержащийся в воде, можно связать гидроксидом натрия, оксидом кальция, карбонатом натрия или кальция.



Сероводород можно связывать хлором с последующей коагуляцией серы.

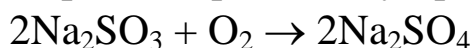


Пример 11

Для удаления кислорода воду обрабатывали сульфитом натрия. Рассчитайте дозу сульфита натрия на 1 т воды, если содержание растворенного кислорода 3,2 мг/л, а избыток сульфита составил 0,02 мг/л?

Решение:

При добавлении сульфита натрия в воду протекает реакция:



Найдем массу кислорода, содержащегося в 1 т воды (принимая плотность воды 1 г/мл):

$$m = 3,2 \cdot 1000 = 3200 \text{ мг} = 3,2 \text{ г}$$

Рассчитаем по уравнению реакции массу сульфита натрия, прореагировавшего с 3,2 г O_2 :

$$m(Na_2SO_3) = (2 \cdot M(Na_2SO_3) \cdot m(O_2)) / M(O_2) = (2 \cdot 126 \cdot 3,2) / 32 = 25,2 \text{ г}$$

Учитывая избыток сульфита, равный 0,02 мг/л, или 0,02 г/т, на обработку 1 т воды требуется Na_2SO_3 :

$$25,2 + 0,02 = 25,22 \text{ г.}$$

Задания для самостоятельного решения

1. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ потребуется для дехлорирования 250 л воды с содержанием растворенного хлора 3,55 мг/л, если содержание остаточного хлора составляет 0,15 мг/л?

2. Сколько литров 2М раствора Na_2SO_3 необходимо израсходовать для восстановления кислорода в 50 м³ питьевой воды, содержащей его в количестве 2,6 мг/л?

3. Рассчитайте содержание кислорода (в мг/л) в водопроводной воде, если на восстановление кислорода расходуется 18 мг/л гидразина N_2H_4 .

4. Определите массу семиводного сульфита натрия, необходимую для приготовления 500 л 0,04н. раствора, необходимого для дехлорирования воды. Сколько литров этого раствора потребуется для полного дехлорирования 300 л воды с содержанием хлора 7,1 мг/л?

5. Содержание растворенного в воде хлора 6,0 мг/л. Какой объем этой воды можно обработать 200 г Na_2SO_3 ? Величина остаточного хлора составляет 0,3 мг/л.

6. Вода с содержанием растворенного кислорода 4,8 мг/л поступает в железо-стружечный фильтр. Производительность фильтра – 20 т/ч. Количество стружки в фильтре – 4 т. Расчет расхода стружки производится с образованием Fe_3O_4 . Определить степень износа стружки в % за месяц работы фильтра.

7. Определите величину остаточного хлора в воде, содержащей 7 мг/л растворенного хлора, если на дехлорирование 100 м³ воды пошло 570 г SO_2 .

8. Сколько граммов пятиводного тиосульфата натрия потребуется для дехлорирования 300 л воды с содержанием растворенного хлора 7,3 мг/л, если концентрация остаточного хлора составит 0,2 мг/л?

9. Определите массу гидразина N_2H_4 , необходимую для восстановления кислорода, если объем обрабатываемой воды равен 500 л, а содержание кислорода 2,8 мг/л.

10. Какой объем SO_2 (н. у.) потребуется для дехлорирования 250 л воды, содержащей 3,55 мг/л растворенного хлора, если содержание остаточного хлора составит 0,15 мг/л?

8 ОКИСЛЯЕМОСТЬ ВОДЫ. ХПК и БПК

Окисляемость воды обусловлена наличием в ней восстановителей:

а) органических веществ (чаще всего, гумуса в природной воде);

б) неорганических веществ (H_2S , SO_3^{2-} , Fe^{2+} и др.).

Окисляемость воды является важной гигиенической характеристикой воды: чем выше окисляемость, тем хуже ее качество. Загрязнение и, как следствие, окисляемость природных вод является переменной величиной и колеблется в широких пределах, указанных в таблице 1.

Таблица 1 – Окисляемость природных вод

Образец воды	Окисляемость (мг/л O_2)
Артезианские и чистые грунтовые воды	1-3
Чистые озерные воды	5-8
Речные воды	1-60
Болотные воды	до 400

Резкое повышение окисляемости воды служит сигналом о загрязнении источника бытовыми отходами. Вода считается пригодной для питья, если окисляемость (ХПК) не превышает 3 мг/л O_2 .

Окисляемость воды характеризуют двумя величинами: **ХПК** (*химическое потребление кислорода*) и **БПК** (*биологическое потребление кислорода*).

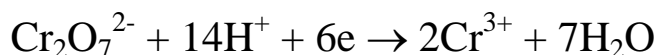
ХПК – мера загрязненности воды органическими и неорганическими восстановителями, реагирующими с сильными окислителями. Выражают ее числом мг кислорода, израсходованного на окисление примесей, содержащихся в 1 л воды.

БПК – биологическое потребление кислорода, расходуемого на жизнедеятельность микроорганизмов; эта величина служит для характеристики загрязненности сточных вод органическими

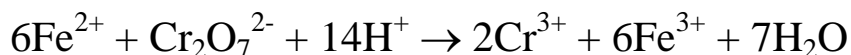
веществами. БПК характеризуют количеством кислорода, затраченного на окисление органических примесей аэробными микроорганизмами.

Экспериментально ХПК определяют 2 методами: *бихроматным* (окислитель $K_2Cr_2O_7$) и *перманганатным* (окислитель $KMnO_4$)

В бихроматном методе используют способ титрования по остатку. К анализируемой пробе воды добавляют серную кислоту и точно измеренный объем раствора $K_2Cr_2O_7$, взятый в избытке. При окислении примесей в воде бихромат восстанавливается согласно уравнению:



Остаток бихромата оттитровывают раствором соли железа (II) – соль Мора:



ХПК определяют по формуле:

$$ХПК = ((V_1 - V_2) \cdot N \cdot 8 \cdot 1000) / V_B,$$

где V_1 – объем раствора соли железа в холостом опыте, мл;

V_2 – объем раствора соли железа в эксперименте, мл;

N – нормальность соли железа (II), экв/л;

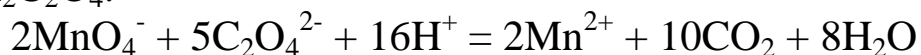
V_B – объем воды, мл;

1000 – коэффициент перевода граммов в миллиграммы.

Перманганатометрический метод основан на окислении веществ, присутствующих в воде, раствором $KMnO_4$ в сернокислой среде при кипячении. При этом используют способ обратного титрования.



Избыток $KMnO_4$ реагирует с вводимой в избытке щавелевой кислотой $H_2C_2O_4$:



Не вступившую в реакцию щавелевую кислоту оттитровывают раствором $KMnO_4$:

$$ХПК = (N \cdot V \cdot 8 \cdot 1000) / V_B,$$

где V – объем $KMnO_4$, пошедший на титрование;

V_B – объем анализируемой воды.

Пример 12

Определите ХПК сточной воды, если на титрование пробы воды объемом 10 мл, обработанной бихроматом, пошло 9,5 мл раствора соли Мора (0,12н.). Известно, что на холостой опыт пошло 10 мл раствора соли Мора той же концентрации.

Решение:

Определяем ХПК:

$$\text{ХПК} = ((V_1 - V_2) \cdot N \cdot 8 \cdot 1000) / V_{\text{в}}$$

$$\text{ХПК} = (10 - 9,5) \cdot 0,12 \cdot 8 \cdot 1000 / 10 = 48 \text{ мг } \text{O}_2 / \text{л.}$$

Задания для самостоятельного решения

1. На определение примесей, содержащихся в 20 мл воды, пошло 3,2 мл 0,25н. бихромата калия. Чему равно ХПК анализируемой воды?
2. Перманганатная окисляемость воды равна 5,6 мг $\text{O}_2 / \text{л.}$ Какой объем 0,01н. раствора перманганата калия пойдет на титрование 100 мл такой воды в кислой среде?
3. Определить содержание восстановителей в воде (в мэкв/л), если ее окисляемость равна 30,6 мг $\text{O}_2 / \text{л.}$
4. Концентрация примесей в воде, проявляющих восстановительные свойства, составляет 4,36 мэкв/л. Чему равна окисляемость этой воды?
5. Определить ХПК сточной воды, если на титрование 50 мл ее пробы, обработанной соответствующим образом, израсходовано 13,8 мл 0,01н. раствора KMnO_4 .
6. Определите ХПК сточной воды, если на титрование пробы воды объемом 20 мл, обработанной бихроматом калия, пошло 17,5 мл раствора соли Мора (0,25н.). Известно, что на холостой опыт пошло 20 мл раствора соли Мора той же концентрации.
7. Перманганатная окисляемость воды равна 7,28 мг $\text{O}_2 / \text{л.}$ Рассчитать объем 0,01н. раствора KMnO_4 , необходимый для титрования 50 мл такой воды.

8. Вычислить ХПК сточной воды, если на титрование 50 мл ее пробы, обработанной соответствующим образом, расходуется 20,60 мл 0,01н. раствора KMnO_4 .

9. Определить объем 0,01н. раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, необходимый для титрования 300 мл воды, содержащей 8,2 мг O_2 /л.

10. Концентрация кислорода в воде 14 мг/л. Для частичного удаления кислорода в воду ввели 63 мг/л сульфита натрия Na_2SO_3 . Определите, сколько кислорода осталось в 20 м³ воды после ее обработки восстановителем.

9 ЭКСТРАКЦИЯ

Экстракция – это процесс извлечения веществ из водного раствора в не смешивающийся с ним органический растворитель (экстрагент). К веществам, применяемым в качестве экстрагентов, предъявляют ряд требований:

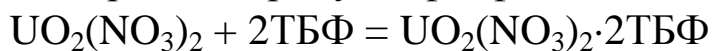
- 1) экстрагент не должен смешиваться с водой;
- 2) должен хорошо растворять извлекаемое соединение;
- 3) должен иметь высокую температуру кипения, чтобы не испаряться в процессе работы;
- 4) не должен быть токсичным.

На практике в качестве экстрагентов используют органические растворители из классов альдегидов, спиртов, кетонов, эфиров, карбоновых кислот. В ряде случаев пользуются смесями растворителей.

При экстракции извлекаются негидратированные молекулы, ионы не экстрагируются. По механизму процесса различают три типа экстракции:

1) **физическое распределение**, когда молекулы извлекаемого соединения распределяются между двумя несмешивающимися фазами; так экстрагируются неполярные молекулы в неполярные растворители, например, йод извлекается в бензол;

2) **образование сольватов**, например, при экстракции уранилнитратов в трибутилфосфат:



3) **образование ионных ассоциатов** при экстрагировании ионов металлов в экстрагенты, имеющие кислотный характер, с образованием солей типа Kt_nAn_m , или экстракция ацидокомплексов в основные экстрагенты, например, $\text{Ox}[\text{BiI}_4]$.

Для характеристики процесса экстракции используют ряд величин:

1) **Коэффициент распределения K_p** – отношение концентрации вещества в органической фазе к его концентрации в водной фазе:

$$K_p = C_{\text{орг.фаза}}/C_{\text{водн.фаза}}$$

Эта величина зависит от природы извлекаемых веществ и экстрагентов, от условий экстракции.

2) **Степень (процент) извлечения** – доля экстрагированного в фазу органического растворителя вещества от общего количества вещества при данных условиях в процентах:

$$w = (C_{\text{орг.фаза}}/C_{\text{исх.}}) \cdot 100 \%$$

3) **Фактор разделения** – отношение коэффициентов распределения двух разделяемых веществ:

$$S = K_p(1)/K_p(2).$$

Чем больше фактор разделения S , тем лучше протекает разделение веществ.

Коэффициент распределения связан со степенью извлечения (w) выражением:

$$K_p = (w/(100-w)) \cdot (V_{\text{вод.}}/V_{\text{орг.}})$$

или

$$w = (K_p \cdot 100)/(K_p + V_{\text{вод.}}/V_{\text{орг.}}),$$

где $V_{\text{вод.}}$ и $V_{\text{орг.}}$ – объемы водной и органической фаз соответственно.

К числу важных факторов, влияющих на экстракцию, относится время контакта фаз. Практически во многих экстракционных системах равновесие достигается не мгновенно. Скорость экстракции зависит от скорости химических реакций, протекающих в системе, и от скорости массопередачи, т.е. переноса вещества между двумя фазами.

На скорость экстракции влияет также природа металла и реагента, условия экстракции. Их изменение может быть использовано для повышения избирательности экстракции.

В некоторых случаях, когда коэффициент распределения невелик, экстракцию проводят несколько раз. Необходимое число последовательных экстракций можно рассчитать по формуле:

$$n = (\lg C_{\text{исх.}} - \lg C_{\text{кон.}}) / (\lg(V_{\text{вод.}} + V_{\text{орг.}} \cdot K_p) - \lg V_{\text{вод.}}),$$

где $C_{\text{исх.}}$ и $C_{\text{кон.}}$ – концентрации извлекаемого вещества в исходном растворе до и после экстракционного извлечения.

Нередко для утилизации примесей воды применяют реэкстракцию извлеченного вещества из органической фазы. В большинстве случаев это достигается перемешиванием экстракта с

кислым раствором или раствором специально подобранного реагента.

Экстракция имеет ряд преимуществ по сравнению с другими методами очистки сточных вод:

- 1) этим методом можно извлекать из сточных вод вещества различной природы;
- 2) метод прост в выполнении;
- 3) можно извлекать вещества из малых и больших объемов сточных вод;
- 4) метод можно использовать для очистки, разделения и концентрирования веществ.

Пример 13

Вычислить степень экстракционного извлечения хлорида железа (III) из 100 мл 0,5М раствора его в соляной кислоте в 10 мл диэтилового эфира, если коэффициент распределения в системе эфир-вода в этих условиях составляет 17,6.

Сколько раз нужно повторить экстракцию, чтобы концентрация ионов железа (III) в водной фазе составила $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л?

Решение:

Степень извлечения и коэффициент распределения связаны формулой:

$$w = (K_p \cdot 100) / (K_p + V_{\text{вод.}} / V_{\text{орг.}})$$

$$w = (17,6 \cdot 100) / (17,6 + 100/10) = 1760/27,6 = 63,77 \%$$

Степень экстракционного извлечения хлорида железа (III) после первой экстракции составляет 63,77 %.

Чтобы определить число последовательных экстракций, используем формулу:

$$n = (\lg C_{\text{исх.}} - \lg C_{\text{кон.}}) / (\lg(V_{\text{вод.}} + V_{\text{орг.}} \cdot K_p) - \lg V_{\text{вод.}})$$

$$n = (\lg 0,5 - \lg 10^{-4}) / (\lg(100 + 10 \cdot 17,6) - \lg 100) \approx 9.$$

Для полного извлечения ионов железа (III) (до концентрации в водной фазе $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л) потребуется 9 экстракций.

Контрольные вопросы

1. В чем сущность процесса экстракции?
2. Какие требования предъявляют к экстрагентам?
3. Каковы механизмы экстракции?
4. Какими величинами характеризуют процесс экстракции?
5. От каких факторов зависит скорость экстракции?
6. В чем смысл реэкстракции? Как ее осуществляют?
7. Какие преимущества имеет экстракция по сравнению с другими методами очистки сточных вод?

Индивидуальные задания

1. Рассчитать фактор разделения циркония (Zr^{4+}) и гафния (Hf^{4+}) толуолом, если степени экстракционного извлечения этих ионов равны: 95 % (для Zr^{4+}) и 16 % (для Hf^{4+}) (при равных объемах фаз).
2. Вычислить степень экстракции нитрата индия $In(NO_3)_3$ из 70 мл 2М раствора в 30 мл изоамилового спирта, если коэффициент распределения равен 100. Сколько раз нужно повторить экстракцию, чтобы извлечь 90 % $In(NO_3)_3$?
3. Рассчитать фактор разделения молибдена (Mo^{3+}) и вольфрама (W^{3+}), если степени экстракционного извлечения их соответственно равны: 91 % (для Mo^{3+}) и 11 % (для W^{3+}) (при равных объемах фаз).
4. Найти степень извлечения нитрата галлия $Ga(NO_3)_3$ при экстракции этой соли из 600 мл 1М раствора в 80 мл бензола, если коэффициент распределения равен 88. Сколько раз нужно повторить экстракцию, чтобы извлечь 98,5 % $Ga(NO_3)_3$?
5. Определить фактор разделения индия (In^{3+}) и таллия (Tl^{3+}), если степени экстракционного извлечения их соответственно равны: 94 % (для In^{3+}) и 23 % (для Tl^{3+}) (при равных объемах фаз).
6. Вычислить степень извлечения при экстракции хлорида иттрия YCl_3 из 400 мл 6М раствора в 60 мл этилацетата, если коэффициент распределения равен 94. Сколько раз нужно повторить экстракцию, чтобы извлечь 99,3 % соли YCl_3 ?

7. Рассчитать фактор разделения ниобия (Nb^{3+}) и тантала (Ta^{3+}), если степени извлечения их соответственно равны: 98 % (для Nb^{3+}), 12 % (для Ta^{3+}) (при равных объемах фаз).

8. Определить степень извлечения при экстракции сульфата церия (III) $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ из 200 мл 3М раствора в 40 мл четыреххлористого углерода, если коэффициент распределения равен 10,0. Сколько раз нужно повторить экстракцию, чтобы извлечь 98,8 % $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$?

9. Найти фактор разделения лантана (La^{3+}) и празеодима (Pr^{3+}), если степени извлечения их соответственно равны: 90 % (для La^{3+}) и 36 % (для Pr^{3+}) (при равных объемах фаз).

10. Вычислить степень извлечения при экстракции хлорида радия RaCl_2 из 350 мл 5М раствора в 70 мл дибутилового эфира, если коэффициент распределения равен 90.

Список использованных источников

1. Белов С.В. Безопасность жизнедеятельности и защита окружающей среды. – М.: Юрайт, 2011. – 680 с.
2. Ветошкин А.Г. Теоретические основы защиты окружающей среды [Текст]: учебное пособие / А.Г. Ветошкин. – М.: Высшая школа, 2008. – 397 с.
3. Ивчатов А.Л., Малов В.И. Химия воды и микробиология. – М.: ИНФРА-М, 2006. – 218 с.
4. Комплексное использование водных ресурсов: учеб. пособие / С.В. Яковлев и др. – М.: Высшая школа, 2005. – 384 с.
5. Коробкин В.И. Экология [Текст]: учебник /В.И. Коробкин, Л.В. Передельский. – Изд. 18-е, доп. и перераб. – Ростов н/Д: Феникс, 2012. – 601 с.
6. Охрана окружающей среды: учебник для студ. вуз. / сост. А.С. Степановских. – М.: ЮНИТИ, 2000. – 559 с.
7. Павлинова В.И. Водоснабжение и водоотведение: учебник для бакалавров. – М.: Юрайт, 2012. – 472 с.
8. Попов В.М., Будыкина Т.А., Кукин П.П. Технология подготовки питьевой воды: учеб. пособие. – Курск: КГТУ, 2006. – 204 с.
9. Фомин Г.С. Вода. Контроль химической, бактериальной и радиационной безопасности по международным стандартам. Энциклопедический справочник. – М.: Протектор, 2000. – 848 с.
10. Яковлев С.В. Водоотведение и очистка сточных вод: учебник. – М.: АСВ, 2004. – 702 с.