

Сумский государственный университет
Кафедра общей химии

Лабораторный журнал

по курсу «Общая химическая технология»

студента 4 курса факультета ТеСЕТ

группа _____

Ф.И.О. _____

2014-2015 уч.г.

Лабораторная работа 1

Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы – изучение окислительно-восстановительных реакций (ОВР) и знакомство с практическим применением химических и электрохимических ОВР.

Теоретические сведения. ОВР - реакции, в которых изменяется степень окисления элементов за счет смещения электронов от одних атомов или ионов к другим. Эти реакции широко распространены в природе и технике. К ОВР относятся реакции фотосинтеза углеводов зелеными растениями, реакции горения, большинство реакций, за счет которых получают энергию живые организмы, процессы получения металлов и их коррозии, процесс электролиза и многие другие. Особенности ОВР, основные определения, порядок составления электронных балансов и определения направления ОВР, вычисления электродвижущей силы (ЭДС) гальванических элементов, реакции, протекающие при электрохимической коррозии железа и электролизе водных растворов и расплавов электролитов, следует изучить самостоятельно с использованием учебника.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Оборудование, материалы и реактивы: установка для исследования, электролиза воды, гальванометр, электролитический мостик, стаканы, пробирки, фарфоровая чашка, цинковые и медные пластины, кусочки олова и цинка, железный провод, электрические провода, кристаллический дихромат аммония, нитрит калия, магниевая лента, растворы перманганата калия, серной кислоты (2н), едкого кали (30%), сульфата цинка (1 м), сульфата меди (1 м), гексацианофероату (III) калия (красной кровяной соли).

Опыт. Электролитическое получение водорода.

Схема опытной установки. Схема, приведенная на рис. 1, включает в себя приспособления для выпрямления и регулирования параметров электрического тока 1-5, электролизную ванну 6 и приборы 7-11 для сбора и измерения

количества кислородно-водородной смеси. Ванна для электролиза (6) вместимостью 3 л изготовлена из нержавеющей стали и на две трети заполнена электролитом - 30% раствором едкого кали. Корпус ванны - катод. В корпусе расположен трубчатый электрод-анод.

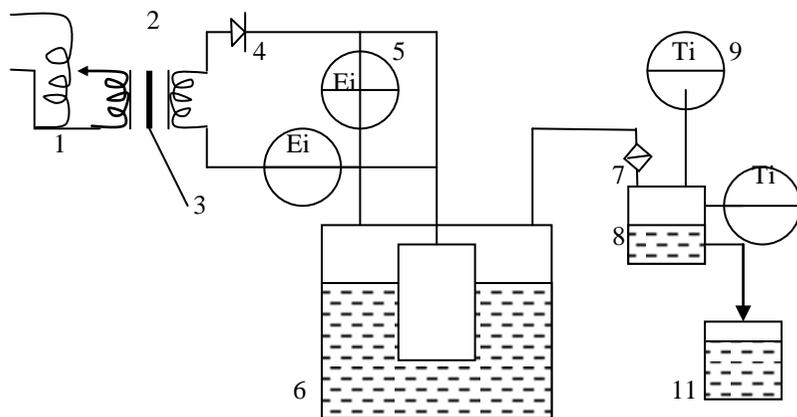


Рисунок 1 - Схема опытной установки.

1 - автотрансформатор; 2 - трансформатор; 3 - амперметр; 4 - испытатель; 5 - вольтметр; 6 - электролизер; 7 - моностаб; 8 - аспиратор; 9 - манометр; 10 - термометр; 11 - мерный цилиндр

Порядок выполнения работы

1. Под наблюдением преподавателя включить установку в электросеть.
2. Достичь заданной силы тока и собирать газ, выделяющийся в аспиратор, так, чтобы изменение давления, измеряемого манометром 9, составляла 0-20 мл водяного столба.
3. Перепад давления на манометре 9 регулируется количеством воды, вытекающей из аспиратора 8 в мерный цилиндр 11.
4. После достижения стационарного режима работы установки выполнить заданную серию опытов, зафиксировать по приборам и рассчитать параметры процесса, указанные в таблице 1.
5. Математическая обработка полученных данных выполняется по методу наименьших квадратов.

Таблица 1 - Энергоматериальные балансовые характеристики лабораторного электролизера в зависимости от силы тока. Время реакции (t) постоянны.

Номер опыта	1	2	3
Напряжение (U), В			
Перенапряжение ванны (ε), В			
Сила тока (I), А			
Фактическая продуктивность по газовой смеси ($W_{\text{досл}}^{\Gamma}$), см ³			
Тоже по H ₂ ($W_{\text{досл}}$), см ³			
Выход по току H ₂ (η), %			

Перенапряжение ванны определяется так:

$$\varepsilon = U - 1,23 \quad (1)$$

где 1,23 - термодинамическая напряжение разложения воды, В.

Фактическая производительность за H₂ определяется по формуле

$$W_{\text{досл}}^{\Gamma} = (P/760) \cdot (273/T) \cdot n_{\text{H}_2} \cdot W_{\text{досл}}^{\Gamma}, \quad (2)$$

где P, T – давление и температура газовой смеси в газометр, мм рт. в. и К;

n – доля водорода в смеси (0,667);

$W_{\text{досл}}^{\Gamma}$ – объем газовой смеси в газометр, см³.

Выход водорода по току

$$\eta = \frac{100 \cdot W_{\text{досл}}}{W_{\text{теор}}}, \quad (3)$$

де $W_{\text{теор}} = 418 \cdot I \cdot t$, I – сила тока, А; t – срок электролиза, часов.

Отчет о выполнении работы.

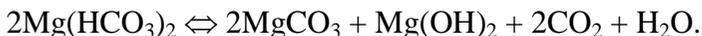
Лабораторная работа 2

Определение общей жесткости воды

Цель работы - определить общую жесткость в предложенных образцах природной и водопроводной воды.

Теоретические сведения. Жесткость воды - один из важнейших показателей ее качества. Твердость природных вод обуславливается наличием в них солей кальция и магния. Она выражается в ммоль/л ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Различают три вида жесткости: временную, постоянную и общую.

Временная (карбонатная) жесткость ($J_{\text{к}}$) обуславливается главным образом наличием в воде бикарбонатов кальция и магния $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, которые при кипячении выпадают в виде плотного осадка (налета):

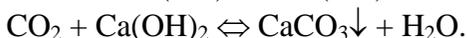
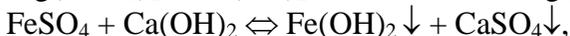
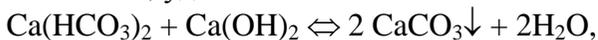


Постоянная (некарбонатная) жесткость ($J_{\text{п}}$) обуславливается содержанием в воде хлоридов, сульфатов, нитратов кальция и магния, которые остаются при кипячении в растворенном состоянии.

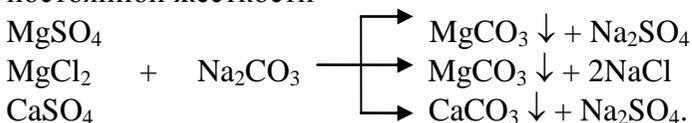
Сумма временной и постоянной жесткости называется общей жесткостью.

По общей жесткости, в ммоль/л, природную воду разделяют на мягкую ($J_0 < 2$), среднюю ($J_0 = 2-10$), жесткую ($J_0 > 10$).

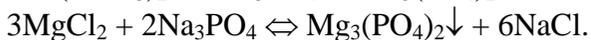
Умягчением воды называется ее очистка от солей кальция и магния, которые создают жесткость воды. Одним из наиболее эффективных способов Умягчения воды является известково-содовый. В его основе лежат следующие реакции:
1 Обработка гашеной известью для устранения временной жесткости, удаления ионов железа и связывания CO_2 :



1. Обработка кальцинированной содой для устранения постоянной жесткости



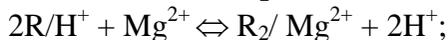
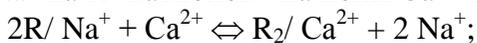
1 1 Обработка тринатрийфосфатом для более полного осаждения катионов Ca^{2+} та Mg^{2+} :



В настоящее время для умягчения, обессоливания и обезкремнивания воды применяют метод ионного обмена. Его суть заключается в том, что твердое тело - ионит - поглощает из раствора электролита положительные и отрицательные ионы в обмен на эквивалентное количество других одноименно заряженных ионов. В соответствии со знаком заряда ионов, что обмениваются, различают катиониты и аниониты. Катиониты - нерастворимые в воде вещества, представляющие собой соли или кислоты с анионом, что обуславливает нерастворимость в воде; катион (натрий или водород) способен вступать в обменную реакцию с катионами раствора. Катиониты соответственно называются Na - катионитами и H - катионитами.

Аниониты - основания или соли с твердым, нерастворимым катионом. Они содержат подвижную гидроксильную группу (ОН - аниониты).

В основе катионного процесса умягчения лежит реакция обмена ионов Na^+ на H^+ катионов - на ионы Ca^{2+} та Mg^{2+} :



где R - комплекс матрицы и функциональной группы без ионного обмена.

Важной характеристикой ионитов является обменная емкость, показывающая способность ионита поглощать определенное количество ионов в данных условиях. Обменная емкость определяет продолжительность рабочего цикла ионитовых фильтров. При достижении заданной границы

обменной емкости проводят процесс регенерации. Катиониты регенерируют с раствором NaCl или 1 - 1,5% раствором серной кислоты:



где (n-2) - избыток NaCl или H₂SO₄ относительно их стехиометрического количества.

При фильтрации воды через слой анионита происходит сорбция анионов по таким уравнениям реакций:



Регенерация анионитовых фильтров проводится, как правило, 4% раствором NaOH:



На рис.2 представлена схема установки для смягчения воды с последовательным использованием H-катионирования и OH-анионирования. При прохождении воды через катионит она освобождается от ионов Ca²⁺, Mg²⁺ и Na⁺ в H-катионовом фильтре (1), а затем в анионовом фильтре (2) из нее удаляются анионы. Далее вода проходит через дегазатор (3), где она высвобождается от кислорода и диоксида углерода, и далее через сборник (4) к потребителю. Для регенерации в фильтр (1) подается раствор серной кислоты, а в фильтр (2) - гидроксид натрия.

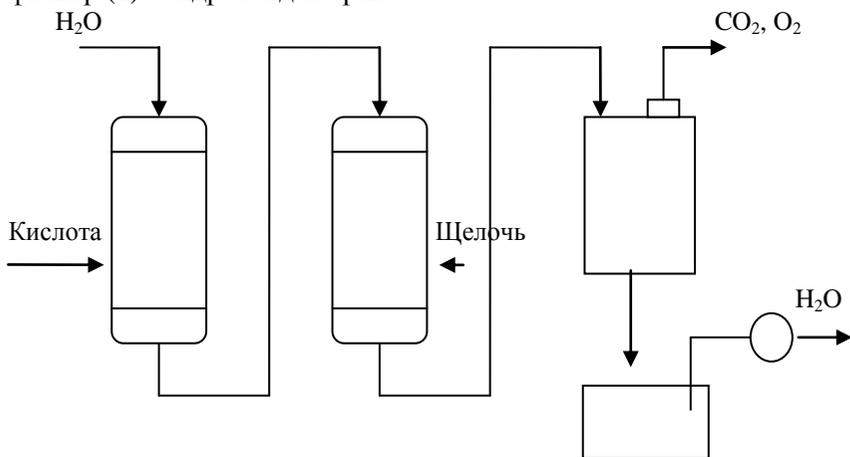


Рисунок 2 - Технологическая схема установки
для умягчения воды

Оборудование, материалы и реактивы: водопроводная вода для исследования; раствор ЭДТА с установленной концентрацией (0,05M); аммиачный буферный раствор (рН 8 ... 10); индикатор - ириохром черный Т (крист.) бюретка; мерный цилиндр объемом 100 см³ для измерения воды; мерный цилиндр объемом 10 мл для измерения буферной смеси; колбы для титрования (3 шт. на 250 см³), воронки (для бюреток и для фильтрования воды); бумажные фильтры; дозатор для пипеток или резиновая группа; электроплитка.

ЭКПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Бюретку наполнить раствором ЭДТА с установленной концентрацией.

Определить общую жесткость (J_0) воды. Для этого пипеткой перенести в колбу для титрования 25 см³ водопроводной воды, добавить 5 мл аммиачной буферной смеси (мерный цилиндр на 10 мл) и 5-7 капель индикатора эриохром черного Т. Содержимое колбы титруют раствором ЭДТА с установленной концентрацией до перехода цвета из винно-красного в синий. В конце титрования раствор ЭДТА медленно добавляют по одной капле, чтобы красный оттенок раствора полностью исчез. Титрование повторяют до получения трех совпадающих результатов, рассчитывают средний объем ЭДТА (V_{BT}). Определить постоянную жесткость воды (ПТ). Для этого 100 см³ водопроводной воды кипятить в течение 10 мин., отфильтровать образованный осадок, до 25 мл фильтрата добавить 5 см³ аммиачной буферной смеси, 5-7 капель индикатора и титровать рабочим раствором ЭДТА Б так же, как и при определении общей жесткости. По результатам трех титрований, совпадающие, найти средний объем ЭДТА (V_{PT}). Результаты титрований занести в таблицу 2.

Таблица 2

Номер титрования	V(H ₂ O), см ³	C (EDTA), моль/л	V(EDTA/ЗТ), см ³	V(EDTA/ПТ), см ³
1	25			
2	25			
3	25			

$$ЗТ = \frac{2C(EDTA) \cdot V(EDCA/ЗТ) \cdot 1000}{V(H_2O)},$$

$$ПТ = \frac{2C(EDTA) \cdot V(EDCA/ПТ) \cdot 1000}{V(H_2O)},$$

$$ТТ = ЗТ - ПТ,$$

где ЗТ - общая жесткость воды, ммоль/л;

C (ЭДТА) - молярная концентрация ЭДТА, моль/л;

V (ЭДТА) - объем титранта, который используется для титрования, см³.

V (H₂O) - объем воды, взятой для анализа;

ТТ – временная жесткость.

Множители 2 и 1000 введены в формулу для расчета общей жесткости воды с целью получения конечного результата в виде суммарного числа ммоль эквивалентов ионов Ca²⁺ и Mg²⁺ (множитель 2) в 1 л воды (множитель 1000).

Отчет о выполнении работы.

Оформить протокол лабораторной работы. Записать уравнения реакций, протекающих при титровании, объяснить механизм действия индикатора и роль аммиачной буферной смеси. В заключении привести числовые результаты для ВТ, ПТ, ТТ и оценить качество водопроводной воды согласно ГОСТ.

Лабораторная работа 3

Определение фтора потенциометрическим методом

Цель работы - овладеть методикой определения фтора потенциометрическим методом.

Теоретические сведения. Методика необходима для определения массовой доли фтора в шихте, пыли, готовом продукте.

Методика используется для определения массовой доли фтора в пределах от 0,05 до 4%.

В основе метода лежит прямое потенциометрическое определения массовой доли фтора с помощью фторидного селективного электрода.

Фторид - селективный электрод работает как измерительный на пару с вспомогательным хлорсеребряный электродом. Действующим элементом измерительного электрода является кристалл LaF_3 , размещен на его конце.

В хлорсеребряный электроде насыщенный раствор хлористого калия медленно вытекает в анализируемый раствор, через пористую перегородку и создает четкую границу между раствором хлористого калия и тем, который анализируется. В этом случае диффузионный потенциал между растворами имеет очень слабую стабильную величину, позволяет проводить измерения с высокой точностью. В основе потенциометрического определения лежит измерение э.д.с., возникающая в цепочке - вспомогательный электрод (хлорсеребряный) с постоянным потенциалом - измерительный (фторселективный), потенциал которого изменяется в зависимости от концентрации иона в растворе анализируемого. При изменении потенциала фторселективный электрод вместе с хлорсеребряный погружают в анализируемый раствор. Электродная пара таким образом составляет гальванический элемент, напряжение которого измеряется в милливольтгах. Графическую зависимость э.д.с. от логарифма концентрации измеряемых стандартных растворов используют как рабочий

график при определении концентрации ионов F^- в этом растворе. Поскольку в основном в промышленных средах одновременно имеющиеся ионы F^- и SiF_6^{2-} , а мембранный электрод селективен лишь к F^- , комплексный ион SiF_6^{2-} , предварительно разрушают при $pH = 8,4 - 10$.



При этих значениях pH в осадок выпадают оксиды алюминия и железа, которые могут образовывать фторидные комплексы и тем самым мешают определению фтора. Влияние ионов железа и алюминия, мешающего устраняют комплексообразующие агента - цитратного буферного раствора ($pH = 6$).

Содержание в пробах фосфат-иона не мешает определению массовой доли фтора с помощью фторселективного электрода.

Нижний предел обнаружения фтора - 10^{-5} моль / дм³, или 0,002%.

Линейность градуировочного графика наблюдается до $2 \cdot 10^{-5}$ моль / дм³.

Продолжительность анализа - 25-30 минут.

Оборудование, материалы и реактивы: ионометрии; фторселективный электрод; хлорсеребряный электрод; сушильный шкаф; аналитические весы; технические весы; мерные цилиндры объемом 25 см³; мерные колбы объемом 1000, 500, 250, 50 см³; пипетки объемом 50, 10 см³; уксусная кислота (ледяная); гидроокись натрия (крист.) аммиак водный (25% раствор); натрий фтористый (крист.) натрий хлористый (крист.) натрий лимонно-кислый (крист.) кислота соляная, разбавленная 1:1; кислота азотная, разведенная 1:1; фенолфталеин (индикатор) - спиртовой раствор с массовой долей 1%, спирт этиловый технический.

Экспериментальная часть

1. Построение градуировочного графика

Для построения градуировочного графика готовят серию растворов для сравнения: в четыре стакана вместимостью 50 см³

каждый вносят по 30-40 см³ раствора сравнения различной концентрации. Стаканы поочередно ставят на магнитную мешалку, погружают в них ионы электрода и во время перемешивания измеряют величину э.д.с.

Снятие градуировочного графика ведут от раствора с наименьшей концентрацией $C(\text{NaF}) = 1 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³ до большей $C(\text{NaF}) = 1 \cdot 10^{-1}$ моль/дм³.

По полученным данным строят градуировочный график на миллиметровой бумаге, отмеряя на оси абсцисс концентрации фтора в растворах сравнения в моль/дм³, а на оси ординат - значение э.д.с., мВ, что им отвечают.

Каждая точка градуировочного графика должен быть средним арифметическим двух параллельных измерений.

2 Разложение проб пыли и шихты

Навеску пробы пыли или шихты массой 1 г, взятую с погрешностью не более 0,02 г, поместить в мерную колбу вместимостью 250 см³, прилить цилиндром 10 см³ смеси соляной и азотной кислот, разбавленных 1:1, и нагревать на электроплитке, периодически помешивая почти до кипения, но не кипятить. После растворения навески колбу охладить, довести содержимое колбы до метки и перемешать.

3 Выполнение измерений

10 см³ полученного раствора пипеткой перенести в мерную колбу вместимостью 50 см³, добавить 3-5 капель фенолфталеина и по каплям доливать раствор аммиака с массовой долей аммиака 25% до появления розового цвета, затем добавить цилиндром 25 см³ буферного раствора, довести содержимое колбы до метки и перемешать.

Измеряют э.д.с. полученного раствора на ионометре, как при снятии градуировочного графика, после каждого измерения тщательно споласкивая электроды дистиллированной водой.

4 Обработка результатов анализа

Массовую долю фтора (X) в процентах вычисляют по формуле

$$X = \frac{a \cdot 19 \cdot 50 \cdot 250 \cdot 100}{1000 \cdot 10 \cdot H} = \frac{a \cdot 2375}{H},$$

где a - молярная концентрация фтора, полученная по градуировочному графику, моль/дм³; 19 - атомная масса фтора; H - масса навески анализируемой пробы, г.

Отчет о выполнении работы.

Лабораторная работа 4 - 5 Технология производства суперфосфата

Цель работы - изучить технологию производства суперфосфата, освоить фотоколориметрическим методику анализа фосфорных удобрений.

Теоретические сведения. Основным сырьем для производства суперфосфата является фторапатит $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$. Процесс производства состоит из следующих стадий:

- 1 Смешивание апатита с серной кислотой.
- 2 Образование и затверждение суперфосфатной пульпы.
- 3 Созревание суперфосфата на складе.
- 4 Нейтрализация и гранулирование.
- 5 Улавливание соединений фтора.

Конечный продукт образуется в два этапа на стадиях 2 и 3. На первом этапе происходит химическое растворение наружного слоя частиц апатита:



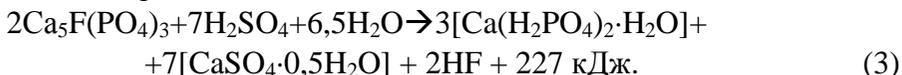
Образующийся фосфогипс кристаллизуется на поверхности частиц апатита, затрудняет доступ к внутренней зоны частиц.

Кроме того, структурная сеть кристаллов фосфогипса удерживает значительное количество жидкости, сметанообразная пульпа исходного апатита и серной кислоты затвердевает.

Вторая стадия проходит медленно и завершается лишь на складе:



Итоговая реакция



Это сложный гетерогенный процесс, скорость которого обуславливается диффузионными стадиями. Сильно влияют на скорость и выход продукта концентрация серной кислоты, температура и дисперсность апатита.

Количественное определение содержания фосфора в минеральных удобрениях проводят колориметрическим методом, путем измерения оптической плотности раствора, содержащего продукт восстановления комплексной фосфорномолибденовой кислоты.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Оборудование, материалы и реактивы. Мерный цилиндр; мешалка; воздушный термостат; фотоэлектроколориметр; мерные колбы; пипетки; стаканы; соляная кислота 20%; серная кислота ($d = 1,84 \text{ г/см}^3$); восстановительный раствор (готовится из метола, перосульфату натрия); растворы молибдата аммония, ацетата натрия стандартный раствор фосфата калия.

МАТЕРИАЛЬНЫЙ БАЛАНС ПРОЦЕССА ПОЛУЧЕНИЯ суперфосфата

Норму серной кислоты, необходимой для разложения фторапатита, рассчитывают по уравнению реакции (3). На 3 моли P_2O_5 (426 г P_2O_5) нужно 7 молей H_2SO_4 (686 г), то есть на 1 вес.ч. P_2O_5 нужно 1,61 вес.ч. моногидрата H_2SO_4 . Пример. Рассчитать норму 68% H_2SO_4 для разложения 100 г апатитового концентрата, который содержит 39% P_2O_5 . Решение. Для этого нужно моногидрата $1,61 \cdot 39,0 = 62,8 \text{ г}$, или 68% раствора кислоты:

$$62,8 \cdot 100 / 68 = 92,3 \text{ г.}$$

Объем кислоты на розлажение 100 г апатита равен

$$92,3 / 1,5878 = 58,2 \text{ см}^3,$$

где 1,5878 – пртность 68% H_2SO_4 при 20°C , г/см^3 .

Опыт 1 Получение суперфосфата

Отмерить мерным цилиндром нужное количество 68% серной кислоты. Кислоту налить в фарфоровый стакан вместимостью 250 мл и подогреть до $60-70^\circ\text{C}$. В течение 3-5 минут внести в стакан навеску апатита и смешать с кислотой. Стакан поставить

на час в воздушный термостат (сушильный шкаф) с температурой 100-105⁰С. Полученный в результате суперфосфат перенести из стакана в фарфоровую чашку, измельчить и перенести в банку. Определить содержание P₂O₅ в суперфосфате. (Опыт 2)

Опыт 2. Определение содержания P_2O_5

Навеску суперфосфата (2 г с точностью до 0,001 г) перенести в стакан или коническую колбу вместимостью 250–300 мл, добавить несколько миллилитров дистиллированной воды и 50 мл 20% раствора соляной кислоты. Накрыть колбу часовым стеклом, довести до кипения и кипятить 30 минут, периодически помешивая.

Реакционную массу развести вдвое дистиллированной водой и перенести в мерную колбу вместимостью 250 мл. Охладить до $20^{\circ}C$, долить водой до метки и профильтровать. В мерную колбу вместимостью 100 мл перенести пипеткой 1 мл фильтрата, добавить 49 мл дистиллированной воды, 5 мл восстанавливающего раствора, 10 мл раствора молибдата аммония и оставить на 10 минут. Затем добавить 20 мл раствора ацетата натрия, долить водой до метки и перемешать.

Рассчитать содержащее P_2O_5 (С) по формуле

$$C(P_2O_5) = \frac{250 \cdot 100 \cdot a}{1,0 \cdot g} \% \quad (7)$$

где g – навеска суперфосфата, мг;

a – содержащее P_2O_5 , найденное по графиком.

Калибровочный график построить с использованием модельных образцов фосфатов с известным содержанием P_2O_5 .

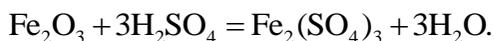
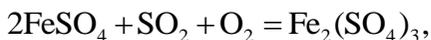
Отчет о выполнении работы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 6

Химия воды. Коагуляционная очистка сточных вод

Вода - главный компонент живых организмов и той среда, в которой живет человек, она в громадных количествах образуется и используется в технологических процессах, коммунальном хозяйстве, животноводстве. Свойства воды предстоит рассмотреть на примере коагуляционного осветления и обесцвечивания сточных вод (коагуляция - это свертывание, сгущение, слипание в хлопья взвешенных и коллоидных частиц).

Для водных систем эффективными коагулянтами (веществами, вызывающими коагуляцию) являются соли алюминия и железа. При очистке сточных вод экономически выгодно использовать сульфат оксида железа (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, получаемый из отходов:



Эколого-экономическая ценность получаемых таким образом коагулянтов заключается в полезном использовании малоценных вторичных ресурсов и создании устойчивых звеньев безотходного производства.

Цель работы - Ознакомиться с химией воды, технологией и теорией коагулирования коллоидных частиц. Осуществить очистку сточной воды железным коагулянтом.

Теоретическая часть.

Коллоидные растворы

Гидролиз $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ заканчивается образованием высокодисперсной системы, называемой коллоидным раствором или золев, состоящим из отдельных сложных частиц мицелл и жидкой дисперсной среды - воды. На поверхности ядра, например, агрегатов молекул $[\text{Fe}(\text{OH})_m]^{2+}$, обладающего большой поверхностью, адсорбируется $2n$ гидратированных ионов Fe^{3+} и

$3(n - x)$ ионов SO_4^{2-} , которые вместе образуют так называемый адсорбционный слой. Последний в целом оказывается положительным заряженным, так как число SO_4^{2-} -ионов меньше числа Fe^{3+} -ионов.

Ядро с адсорбированными ионами называют частицей. Частица вместе с противоионами, образующими так называемый диффузионный слой и нейтрализующими ее, составляет мицеллу



Коагуляция. Механизм и технология

Коллоидные частицы, содержащиеся в воде, обычно заряжены отрицательно. Отталкиваясь друг от друга, они длительное время (месяцы, годы) не выпадают в осадок. При контакте противоположно заряженных коллоидов происходит их взаимная нейтрализация, коагуляция и седиментация (выпадение осадка), вода осветляется. За счет адсорбции удаляются также ионы тяжелых металлов, фтора и фосфатов, микроорганизмы, механические примеси, гуминовые и другие красящие вещества, вода обесцвечивается и обеззараживается.

Мицеллы, концентрация которых в большом объеме воды очень мала, находятся в непрерывном движении. В результате диффузионный слой как бы отстаёт, отрывается от частицы. Часть анионов теряется. Коллоидная частица приобретает положительный, а вода - отрицательный заряд. Между частицей и раствором возникает разность потенциалов (рис.1). Этот скачок потенциалов называется электрокинетическим или ξ (дзета) - потенциалом, чем он больше, тем устойчивей коллоидный раствор.

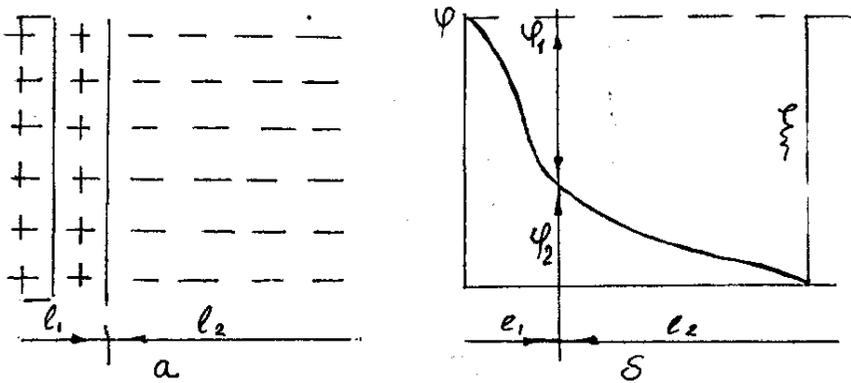
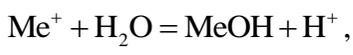


Рисунок 1 - Двойной электрический слой (а) и падение потенциала $\varphi(\sigma)$ у частицы коллоида:
 l_1 - адсорбционный слой ; l_2 - диффузионный слой

При попадании коагулянта в воду происходит сильное сжатие двойного электрического слоя у частицы загрязнителя. Это открывает возможность для лишения их заряда и слипания в хлопья. Особенно быстро коагуляция идет при $\xi = 0$ (изоэлектрическое состояние).

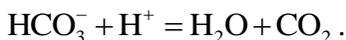
Процесс коагулирования происходит в несколько стадий. При смешивании раствора коагулянта с водой никаких видимых изменений не происходит. Затем вода мутнеет, вследствие гидролиза соли образуется большое количество мельчайших частиц – гидроксидов железа (до 5000 штук в 1 см^3), которые в дальнейшем агрегируют в более крупные хлопья. После того как число частиц в 1 см^3 достигает 5-10, начинается осаждение хлопьев. Лимитирующий процесс – стадия образования частиц гидроксидов металлов



где Me^+ - катион соли.

Скорость этого процесса прямо пропорциональна концентрации катиона. Однако на практике процесс осуществляется лишь в узкой зоне соотношения концентрации коагулянта и частиц мути в воде. При избытке коагулянта может произойти перезарядка коллоидных частиц мути, и коагуляция

последней не осуществится. Согласно принципу Ле-Шателье равновесие реакции (5) может быть смещено вправо путем связывания ионов водорода. Это значит, что повышение pH раствора будет способствовать более полному гидролизу соли. На практике связывание выделяющихся H^+ -ионов производится гидрокарбонат-ионами HCO_3^- , содержащимися в воде и определяющими ее временную жесткость:



При недостатке HCO_3^- -ионов (кислые и нейтральные воды) очищаемую воду искусственно поддерживают известковым молоком $Ca(OH)_2$, которое связывает H^+ -ионы гидроксильными группами.

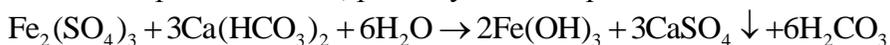
Технология очистки воды коагулированием включает следующие процессы:

- приготовление и дозирование раствор коагулянта;
- смешивание коагулянта с водой;
- хлопьеобразование и адсорбция примесей на хлопья;
- укрупнение взвесей и отделение их от вода;
- обеззоливание осадков.

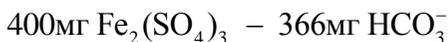
Эти процессы обычно осуществляются в составе современных комплексов биохимической очистки сточных вод, предусматривающих аэробную переработку органических загрязнений активным илом (бактериями) и анаэробное сбраживание избыточного ила с выделением метана CH_4 .

Параметры процесса

Время пребывания сточных вод в промышленных камерах – хлопьеобразователях составляет от 15 до 60 минут. Дозы коагулянтов для доочистки биологически очищенных сточных вод составляют 3-15 г/м³, а для очистки городских сточных вод - 30-50 г/м³ (в пересчете на Al_2O_3). Максимальное количество коагулянта находится в соответствии с содержанием в воде бикарбонат-ионов, расходуемых по реакции

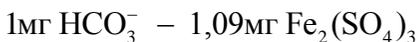


Согласно реакции 400 мг $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ вступает в реакцию с шестью миллимолями ионов HCO_3^- (или $6 \times 61 = 366$ мг HCO_3^- -ионов), а один мг HCO_3^- -ионов – соответственно с 1,09 мг $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:



Отсюда $X = 1,09$ мг.

Например, пусть временная жесткость воды 3 ммоль/л ($3 \times 61 = 183$ мг HCO_3^- /(л)). Тогда максимальная доза коагулянта будет равна



Отсюда $X = 199,5$ мг $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ /(л) или в перерасчете на $\text{Al}_2\text{O}_3 - 50$ г/м³.

Определив расчетным путем максимальную дозу коагулянта, ставят серию визуальных опытов по установлению его потребной дозы.

Воду подвергают дальнейшему анализу, определяя ее прозрачность, цветность, окисляемость с тем, чтобы данные показатели отвечали стандарту.

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1 *Определение осветляющей способности коагулянта*

Использовать 1 мл 5% раствора коагулянта и эталонный мутнитель (для искусственной мутности вода), приготовленные лаборантом.

В 6-10 цилиндров емкостью 250 мл налить искусственно замутненную воду и мерной пипеткой добавить раствор коагулянта по 0,5; 1,0; 1,5 и т.д. мл. Перемешать смесь пятикратным опрокидыванием в руках цилиндров (закрывать ладонью) после чего оставить в покое на 30 минут и визуально

отметить номер цилиндра, где произошло лучшее осветление воды. Рассчитать оптимальную дозу коагулянта.

Пример. Лучшее осветление наблюдается в цилиндре №3 при добавлении к воде 1,5 мл (1,5 г) 5% раствора коагулянта. Из определения процентной концентрации имеем:

в 100 г раствора коагулянта содержится 5 г

1,5 г X г

Откуда $X = 0,075 \text{ г Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ на 250 мг воды или 0,300г/л, или 300 г/м³ воды. Делаем пересчет на Al_2O_3 :

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 - \text{Al}_2\text{O}_3$

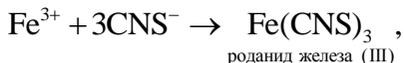
400 г - 102 г

300 г - X г.

Откуда $X = 75 \text{ г/м}^3$.

Опыт 2 Определение содержания остаточного Fe^{3+} -иона

1. Подготовить стандартную шкалу цветности. Взять пять цилиндров емкостью 100мл, в которые внести соответственно 1, 2, 3, 4 и 5 мл стандартного раствора с содержанием 1 мл 0,1 мг Fe^{3+} -ионов. Разбавить водой до 50 мл и внести в каждый цилиндр по 2 мг концентрированной HNO_3 и 5 мл 10% раствора NH_4CNS . Протекает характерная реакция на Fe^{3+} -ион:



$\text{Fe}(\text{CNS})_3$ обладает интенсивной красной окраской.

Довести объем дистиллированной водой до 100 мл и перемешать.

2. Подготовить пробу исследуемой воды. Взять цилиндр на 100 мл, внести 50 мл осветленной воды (в нашем примере это вода из цилиндра №3), прилить 2 мл концентрированной HNO_3 и 5 мл NH_4CNS , дистиллированной водой довести до метки.

3. Произвести сравнение полученных ярко-красных растворов со стандартной шкалой.

Рассчитать содержание Fe^{3+} -иона m мг/л в осветленной воде:

$$m = \frac{d \cdot 1000}{V}$$

где d - количество Fe^{3+} -иона в стандартном режиме (цилиндре), который по окраске подходит к определенной пробе, мл; V - количество осветленной воды, взятой для анализа, мл.

ВЫВОДЫ

- 1 Изложить свои наблюдения о физико-химических свойствах сточных вод.
- 2 Записать результаты расчетов и визуального анализа максимальной и оптимальной доз коагулянтов, содержания железа в осветленной воде.