

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
**«БЕЛГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ
ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**
(Н И У « Б е л Г У »)

ИНСТИТУТ ФАРМАЦИИ, ХИМИИ И БИОЛОГИИ

КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

**РАЗРАБОТКА ХИМИЧЕСКОГО ЭКСПЕРИМЕНТА И
ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМА ПО РАЗДЕЛУ
«ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНАЯ РЕАКЦИЯ»**

Магистерская диссертация
обучающегося по направлению подготовки 04.04.01 Химия
очной формы обучения, группы 11001740
Жолдасова Науат Файзуллакызы

Научный руководитель:
к.пед.н., доцент
общей химии
Колчанова Л.В.

Рецензент:
зам. директора лицея
№32. г. Белгорода
Акулова Ж.В.

БЕЛГОРОД 2019

ВВЕДЕНИЕ	6
1 ЛИТЕРАТУРНЫЙ ОБЗОР	8
1.1 Анализ программы обучения раздела «Окислительно-восстановительные реакции».....	8
1.1.1 Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Основные понятия и определения	12
1.1.2 Количественные характеристики окислительно-восстановительных реакций.....	14
1.1.3 Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Константа равновесия окислительно-восстановительного процесса	16
1.1.4 Коррозия металлов и пути их защиты.....	17
1.2 Анализ содержания учебников и методических пособий по разделу «Электролиз» в русской и казахской школах	19
1.2.1 Электролиз. Электролиз водных растворов солей	19
Вывод к 1 главе.....	23
2 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ	24
2.1 Содержание лабораторного практикума по разделу «Окислительно-восстановительные реакции».....	24
2.2 Устройство для лабораторных опытов по химии с электрическим током (УХЭ)	24
2.3 Лабораторные опыты: электролиз растворов солей.	28
2.3.1 Электролиз раствора сульфата натрия Na_2SO_4	28
2.3.2 Электролиз раствора сульфата меди $CuSO_4$	31
2.3.3 Электролиз раствора хлорида меди $CuCl_2$	34
2.3.4 Электролиз раствора хлорида меди KCl	37
2.3.5 Электролиз раствора хлорида цинка $ZnCl_2$	39
2.3.6 Электролиз раствора ацетата натрия CH_3COONa	41
2.3.7 Электролиз раствора нитрата серебра $AgNO_3$	44
2.4 Демонстрационный опыты: электролиз растворов солей	46

2.4.1	Электролиз раствора йодида меди KI	46
2.5	Лабораторные опыты: электролиз растворов кислот	49
2.5.1	Электролиз раствора соляной кислоты HCl.....	49
2.6	Демонстрационный опыты: электролиз растворов кислот	51
2.6.1	Электролиз раствора серной кислоты H_2SO_4	52
2.7	Лабораторные опыты: электролиз растворов щелочей	55
2.7.1	Электролиз раствора гидроксида калия KOH.....	55
	ВЫВОД	58
	СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ	

ВВЕДЕНИЕ

Постановлением Правительства Республики Казахстан от 7 декабря 2010 года № 1118 утверждена «Государственная программа развития образования Республики Казахстан на 2011 – 2020 годы». Общим направлением функциональной грамотности является интеллектуальное, духовное и физическое развитие граждан общеобразовательных учреждений, адаптация их знаний к социальной ситуации в условиях быстрой трансформации в мире [1].

Общеобразовательная подготовка учащихся должна обеспечивать возможность теоретического понимания содержания курса химии, а также применение полученных знаний в знакомых и незнакомых ситуациях, умений и навыков самообразования, развитие творческих способностей. Химия как один из естественно–научных предметов обладает большим потенциалом для общего интеллектуального развития и формирования мировоззрения учащихся. Огромную роль в реализации этого потенциала играет химический эксперимент, который знакомит учащихся не только с именами, но и с методами химической науки [2]. Существует много работ с использованием химических экспериментов в средней школе. В первую очередь это книги В.Н. Верховского, К.Я. Парменова, А.Д. Смирнова, А.А. Журина, П.А. Оржековского [3,4]. Химический эксперимент в освоении химии играет важную роль как составная часть учебного процесса. Каждое научное понятие должно быть логичным из поставленной задачи и закреплено на практике, и только тогда признается экспериментальный характер химии. Для реализации таких возможностей в общеобразовательной школе используются различные виды практической деятельности учащихся при изучении химии: демонстрационный эксперимент по теме, лабораторные работы, выполнение исследовательских проектов, исследовательский практикум на факультативных занятиях. Используя различные виды химического эксперимента, учитель учит ученика уточнять, обобщать и на практике реализовывать теоретические

знания. Учащиеся могут использовать накопленные знания, умения и сформированные навыки не только в средней школе, но и в дальнейшем.

Проблема настоящего исследования заключается в выяснении педагогических условий, при которых изучение теоретических знаний в современной школе, способствует повышению осознанности знаний учащихся.

В работе предлагается химический эксперимент различного уровня, развивающий не только лабораторный опыт по химии, но и навыки и умения проведения исследовательских работ, обеспечивающий углубление и расширение знаний учащихся по разделу школьной программы "Окислительно-восстановительные реакции".

1 ЛИТЕРАТУРНЫЙ ОБЗОР

1.1 Анализ программы обучения раздела «Окислительно-восстановительные реакции»

В настоящее время в целях формирования у учащихся таких ценностей и навыков, как творческое и критическое мышление, ответственность, научно-исследовательские, решения проблем, принята обновленная образовательная программа в соответствии с Государственным общеобязательным стандартом образования (начальное, основное среднее, общее среднее образование) [5]. В частности, изменения можно отметить издание учебников национального образца, необходимых для системы среднего общего образования, трехязычную языковую политику и план перехода на 12-летнее образование [6].

Изменения в современном обществе, его интеграция в мировое образовательное пространство требуют изменения системы образования. В этом случае требования, предъявляемые к преподавателю и обучающимся высоки. На основании Закона Республики Казахстан "Об образовании" структура системы образования подразделяется на два: общеобразовательное и профессиональное образование.

Обновленная образовательная программа разработана в соответствии с Государственным общеобязательным стандартом среднего образования (начального, основного среднего, общего среднего образования), утвержденным постановлением Правительства Республики Казахстан от 23 августа 2012 года № 1080 [7].

Связи с этим, в нашей стране в 2016-2017 учебном году начался переход всех первых классов на обновленную образовательную программу. А в начале 2017-2018 учебного года эти изменения были внесены во 2-й, 5-й и 7-й классы.

На основании данной учебной программы обучение химии начинается не с 8-го класса, а с 7-го класса.

На основе принятой учебной программы целью преподавания дисциплины "Химия" является формирование естественнонаучного мировоззрения, системы знаний о веществах, законах и теориях, их превращениях, объясняющих зависимость свойств веществ от их состава, развитие умений применения знаний о веществах и химических реакциях в жизни.

В ходе реализации данной задачи особое место занимают сравнительные педагогические исследования. Поэтому мы решили сравнивать систему обучения химии в средних школах Казахстана с системой обучения химии в средних школах России.

Система образования нашей страны аналогична системе образования Российского Государства. Предмет химии занимает важное место среди естественных наук. Поэтому его нужно обучать как жизненно важный предмет. Очень важно рассмотреть особенности и недостатки преподавания химии в основных средних и старших классах общеобразовательных школ. Подробная информация о том, как изучается этот предмет, в обоих Государствах, приведена в таблице 1.1.

Таблица 1.1.

Анализ программы обучения раздела «ОВР» в системах школьного образования Казахстана и России.

Система школьного образования Казахстана	Система школьного образования России
<i>Изучение раздела «ОВР» в 8 классе.</i>	
Учащиеся изучают раздел химической активности металлов по ОВР. Изучая эту тему, учащиеся должны усвоить такие понятия, как окисление металлов; коррозия	Учащиеся изучают раздел «ОВР». Изучая эту тему, учащиеся должны усвоить такие понятия, как окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, а также усвоить

<p>металлов; взаимодействие металлов с водой; взаимодействие металлов с кислотными растворами, солевыми растворами, ряд активности металлов; сравнение активности металлов; сравнение активности металлов.</p> <p>По учебной программе должны быть выполнены 2 демонстрации, 1 лабораторный опыт и 1 практическая работа.</p> <p>В результате демонстрации по теме «<i>Взаимодействие активных металлов с водой</i>» школьники должны знать, что некоторые металлы подвергаются окислению быстрее других, должны характеризовать взаимодействие активных металлов с холодной водой, горячей водой или паром, исследуют факторы, влияющие на окисление металлов.</p> <p>В результате лабораторной практики по теме «<i>Взаимодействие металлов с кислотными растворами</i>» учащиеся должны изучить реакции различных металлов с растворами кислот, составить уравнения металлических реакций с кислотами.</p> <p>На основе практической работы по теме «<i>Сравнение активности металлов</i>» учащимся необходимо по результатам эксперимента разработать ряд активности металлов и сравнить их со справочными данными [8].</p>	<p>реакции ионного обмена и ОВР. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса [9].</p> <p>Демонстрации. Испытание веществ и их растворов на электропроводность.</p> <p>Лабораторные опыты.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Реакции, характерные для растворов кислот (соляной или серной). • Реакции, характерные для растворов щелочей (гидроксидов натрия или калия). • Получение и свойства нерастворимого основания, например, гидроксида меди (II). <p>Реакции, характерные для растворов солей (например, для хлорида меди (II)),</p> <ul style="list-style-type: none"> • Практическая работа: «Решение экспериментальных задач».
<p><i>Изучение раздела «ОВР» в 9 классе.</i></p>	
<p>Учащиеся по разделу «ОВР» должны усвоить следующие понятия: степень окисления химических элементов, определение степени окисления по формулам</p>	<p>По разделу «Металлы» учащиеся будут рассматривать темы: Химические свойства металлов как восстановителей. Электрохимический ряд напряжений</p>

<p>соединений; понятие об окислителе и восстановителе, <i>ОВР</i>; метод электронного баланса.</p> <p>По разделу «<i>Металлы и их соединения</i>» учащиеся будут рассматривать темы, как: ряд электрохимических напряжений металлов. Активность атомов и ионов. Коррозия металлов и их сплавов – результаты загрязнения окружающей среды, борьба с коррозией [10].</p>	<p>металлов и его использование для характеристики химических свойств конкретных металлов. Коррозия металлов и способы борьбы с ней [11].</p>
<p><i>Изучение раздела «ОВР» в 10 классе.</i></p>	
<p>По разделу «<i>Химические реакции и основные закономерности их протекания</i>» рассматривают следующие темы: Классификация химических реакций. <i>ОВР</i>. Электролиз расплавов и растворов солей.</p> <p>По разделу «<i>Общая характеристика металлов и неметаллов</i>» рассматривают следующие темы: Химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов. На основе данной темы учащиеся должны выполнять лабораторную работу по теме «<i>Химические свойства типовых металлов, неметаллов и амфотерных элементов</i>» [12].</p>	<p>Изучение органической химии.</p>
<p><i>Изучение раздела «ОВР» в 11 классе.</i></p>	
	<p><i>Демонстрации.</i> Простейшие <i>ОВР</i>: взаимодействие цинка с соляной.</p> <p><i>Лабораторные опыты.</i></p> <p>1. Реакция замещения меди железом в растворе сульфата меди (II).</p> <p>2. Получение водорода взаимодействием кислоты с цинком.</p>

<p>Изучение органической химии.</p>	<p><i>Характеризовать</i> ОВР как процессы, при которых изменяются степени окисления атомов.</p> <p><i>Электролиз.</i></p> <p><i>Демонстрации.</i> Модель электролизера. Модель электролизной ванны для получения алюминия.</p> <p><i>Характеризовать</i> электролиз как окислительно-восстановительный процесс.</p> <p><i>Предсказывать</i> катодные и анодные процессы и отражать их на письме для расплавов и водных растворов электролитов.</p> <p><i>Раскрывать</i> практическое значение электролиза.</p> <p><i>Общие свойства металлов. Коррозия металлов.</i></p> <p><i>Характеризовать</i> общие химические свойства металлов как восстановителей на основе строения их атомов и положения металлов в электрохимическом ряду напряжения.</p> <p><i>Характеризовать</i> и описывать коррозию металлов как окислительно-восстановительный процесс и способы защиты металлов от коррозии [13].</p>
-------------------------------------	--

1.1.1 Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

Основные понятия и определения

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это такие наиболее распространенные и важные химические реакции, в которых происходит передача электронов от одних частиц (атомов, молекул, ионов) к другим, в

результате чего степени окисления атомов, входящих в состав этих частиц, изменяются [14-23].

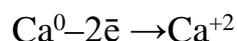
Степень окисления, число окисления-величина условного заряда атома при условии, что химическое соединение состоит из только ионов. Это понятие используется для описания состояния атомов в молекуле.

Для многих атомов элементов степень окисления имеет переменный характер, отличающийся как признаком, так и значением, зависящим от состава молекулы:

0	-3	+1	+2	+3	+4	+5	+3	+5
N ₂	NH ₃	N ₂ O	NO	N ₂ O ₃	NO ₂	N ₂ O ₅	HNO ₂	HNO ₃

Для отличия степени окисления от заряда иона в первом случае знак ставится перед числом (Cu⁺²), во втором случае-после числа (Cu²⁺).

Окисление – процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов, при этом повышается степень окисления элемента:



восстановленная окисленная
форма форма

Восстановление – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, при этом степень окисления элемента снижается:



окисленная восстановленная
форма форма

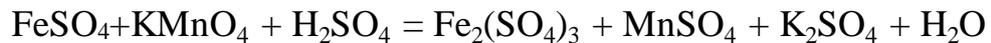
Окисленные (Ox) и восстановленные (Red) формы составляют редокс-пару (от английского слова oxydation – окисление и reduction – восстановление).

Окислители – атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны–восстанавливаются.

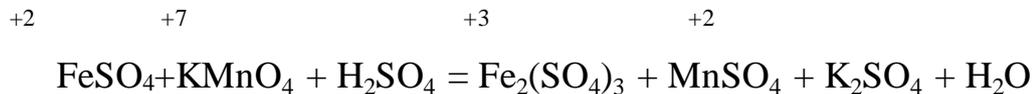
Восстановители – это атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны–окисляются.

Для построения уравнения окислительно-восстановительной реакции широко применяется метод *электронного баланса*, основные положения которого: количество электронов, заданных восстановителем, должно быть равно количеству электронов, принятых окислителем [19-26]. Рассмотрим алгоритм создания окислительно-восстановительных реакций с исходными веществами и продуктами реакции, в качестве примера:

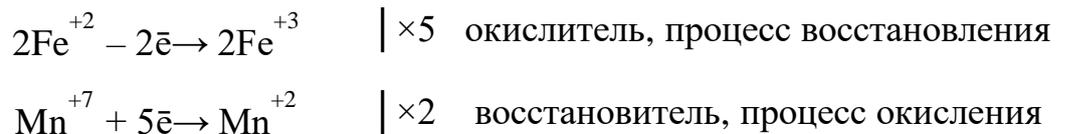
1. Составим схему реакции. Пишем формулы исходных веществ и продуктов реакции:



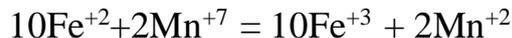
2. Определим степень окисления элементов, измененного в процессе реакции:



3. Составим уравнения электронного баланса:



4. Расставим найденные коэффициенты:

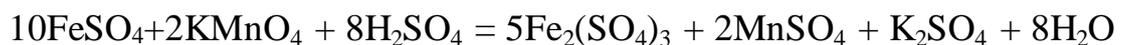


5. Расставляем коэффициенты по металлу, который не изменил степень окисления.

6. Расставляем коэффициенты по неметаллу кислотного остатка.

7. Расставляем коэффициенты по водороду.

8. Проверим число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения и запишем уравнение окислительно-восстановительной реакции с учетом коэффициентов:



1.1.2 Количественные характеристики окислительно-восстановительных реакций

Одной из основных задач химии является прогнозирование направления и глубины химической реакции. Для закрытых систем с постоянным давлением и температурой эта проблема решается путем нахождения свободной энергии Гиббса, поскольку полезна функция состояния, которая характеризует способность системы выполнять, то есть самоходную химическую реакцию:

$$\Delta_r G_T \leq A_{\text{хим}} \quad (1)$$

Как правило, $A_{\text{хим}}$ не может быть определен экспериментально и для нахождения $\Delta_r G_T$ используются другие методы, например:

$$\Delta_r G_T = \Delta_r H_T - T \Delta_r S_T \quad (2)$$

Однако наиболее полезная электрохимическая работа при окислительно-восстановительных реакциях (ОВР): $\Delta_r G_T = -A_{\text{хим}}$

Действительно, если реакцию проводят в электрохимической цепи, процессы окисления-восстановления могут быть отделены от пространства, и это состояние химической реакции характеризуется специфичностью реакции восстановления-окисления (ОВР).

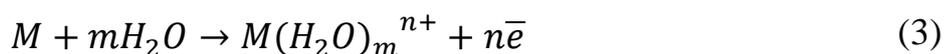
Как и большинство самоходных процессов, реакции, которые происходят в гальваническом элементе, сопровождаются снижением энергии Гиббса. Но это не значит, что реакция идет в том же направлении, что и прямое взаимодействие активных веществ. Таким образом, можно прогнозировать ход окислительно-восстановительных реакций с электродными потенциалами в соответствующих системах [22-23].

1.1.3 Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Константа равновесия окислительно-восстановительного процесса

Окислительно-восстановительные реакции являются одной из наиболее заметных реакций в химическом образовании от старшей школы до университетского уровня. Существуют различные аспекты концепции окислительно-восстановительных реакций: окислительно-восстановительные процессы, типы окислительно-восстановительных реакций, полуреакции, реакционная способность металлов и галогенов, окислителей и восстановителей, балансирование окислительно-восстановительных реакций и окислительно-восстановительных титрований. Остальные - это электрохимия, стандартные электродные потенциалы, электролиз, гальванопокрытие и коррозия металлов [22-23, 26-29].

Чтобы, понять окислительно-восстановительные взаимодействия, необходимо выяснить процесс возникновения электродного потенциала при погружении металла в раствор собственных ионов.

При погружении металла в раствор электролита происходит окисления металла:



На границе металл-раствор возникает двойной электрический слой (рис. 1.1), возникает разность потенциалов, которая называется электродным потенциалом. В то же время протекает обратная реакция-восстановления ионов металла до атомов.



	-	+	+	
	-	+		+
	-	+	+	
металл	-	+		+ раствор
	-	+	+	
	-	+		+
	-	+	+	

Рис. 1.1. Двойной электрический слой на границе раздела металл-раствор

При некотором значении электродного потенциала устанавливается равновесие, в которой скорость прямого процесса будет равна скорости обратного процесса :



Стандартным окислительно-восстановительным потенциалом (E°) называется потенциал окислительно-восстановительной системы, измеренный по отношению к водородному электроду.

Величина электрического потенциала электрода называется электродным потенциалом (обозначение φ_M или $\varphi_{M^{n+}/M}$) [21].

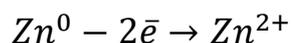
Если в электрохимической цепи процесс окисления и восстановления (ОВР) протекает самопроизвольно, то такая цепь называется гальваническим элементом. Источники тока применяются в гальванических элементах. В электрохимической цепи процесс окисления и восстановления соединяются солевым мостиком, а электроды – проводником [22-23, 30-31].

1.1.4 Коррозия металлов и пути их защиты

Коррозия – окислительно-восстановительный процесс разрушения металлов и сплавов под влиянием окружающей среды. К ним относятся вода, кислород, сера, азот, сероводород и другие вещества. Среда, в которой происходит процесс коррозии, называется коррозионной или агрессивной средой [31-33].

При электрохимической коррозии на аноде происходит окисление металла и перехода его ионов в электролит под воздействием среды. Этот процесс осуществляется по двум различным механизмам:

А) Гальванокоррозия-воздействие тока на гальваническую цепь, например, окисление цинка при коррозии оцинкованного железа ($E_{Zn}^0 = -0.763B$):

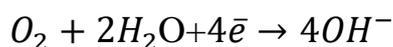


В результате процесса цинк разрушается, так как стандартный электродный потенциал цинка ниже, чем у железа ($E_{Fe}^0 = -0.440B$).

Б) Электрокоррозия происходит под воздействием внешнего тока, например, коррозия подземных трубопроводов. В катоде происходит окисление иона водорода: в кислотной среде - водородная деполяризация:



в щелочных и нейтральных средах – кислородная деполяризация:



Условия протекания, скорость, возможность коррозии и состав продукта коррозии определяются в зависимости от свойств металлов и коррозионной среды.

Таблица 1.2.

Классификация коррозионного процесса

В зависимости от механизма хода коррозионного процесса	Химическая коррозия
	Электрохимическая коррозия

В зависимости от состояния коррозионного повреждения	Общая или массовая коррозия Местная коррозия
В зависимости от состояния процесса движения	Аэрационная коррозия Почвенная коррозия Биокоррозия Жидкая коррозия Газовая коррозия Структурная коррозия Атмосферная коррозия Контактная коррозия Коррозия внешнего тока Коррозия смещения токов

Методы защиты металлов и их сплавов от коррозии

Существует несколько способов защиты металлов и их сплавов от коррозионных повреждений. Среди них важными являются: защитные покрытия (металлические, неметаллические, химические); легирование антикоррозионных металлов; изменение среды; методы катодной (электронной) защиты металлов [34-35].

1.2 Анализ содержания учебников и методических пособий по разделу «Электролиз» в русской и казахской школах

1.2.1 Электролиз. Электролиз водных растворов солей

Электролиз - это химическая реакция, проходящая на электродах под действием постоянного электрического тока в растворах или расплавах электролитов [14-21].

На аноде происходит процесс окисления, на катоде – восстановления. Любой электролиз – процесс *не самопроизвольный*, т.е. требует затраты энергии в виде электрического тока.

Чтобы исключить возможность взаимодействия продуктов электролиза, накапливающихся в электродном пространстве, между катодом и анодом обычно устанавливают полунепроницаемую перегородку, не пропускающую молекулы, но пропускающую ионы.

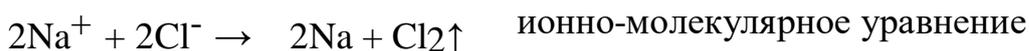
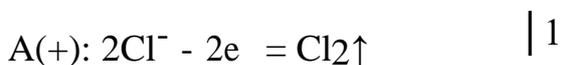
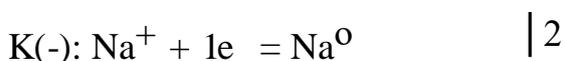
Окислительное и восстановительное действие тока во много раз сильнее действия химических восстановителей и окислителей.

Электролиз расплавов протекает просто. С момента подачи напряжения на электродах протекают процессы окисления и восстановления ионов, образовавшихся при плавлении электролита.

При электролизе выполняется закон сохранения электрического заряда: число электронов, отданных на аноде, должно равняться числу электронов, присоединенных на катоде.

Катионы наиболее активных металлов (от Li^+ до Al^{3+} включительно), а также анионы SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , MnO_4^- и F^- разряжаются на электродах только при *электролизе расплавов*.

Пример. Электролиз расплава NaCl:



При электролизе на поверхности катода образуется слой металлического натрия *Na*, а на аноде выделяется хлор $\text{Cl}_2\uparrow$.

Рассмотренный выше случай является наиболее простым, поскольку в расплаве хлорида натрия NaCl из положительно заряженных ионов были только ионы натрия Na⁺, а из отрицательных – только анионы хлора Cl⁻.

Если вместо расплава хлорида натрия NaCl, пропустить ток через его водный раствор, диссоциация соли наблюдается и в этом случае, но становится невозможным образование металлического натрия Na.

Для объяснения этого явления рассмотрим электролиз водных растворов.

Правила процессов на катодах (K):

← Процесс перехода к катиону

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Co Ni Sn Pb [H] Cu Ag Pt Au

Химически активные металлы
металлы

Благородные

На катоде (-) происходит восстановление катионов, которые зависят от материала катода и активности металла.

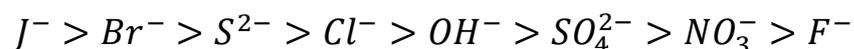
Таблица 1.3.

Правила процессов на катодах

<i>Li, K, Ca, Na, Mg, Al</i>	<i>Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb</i>	<i>Cu, Hg, Ag, Pt, Au</i>
$Me + n\bar{e} \neq$ $2H_2O + 2\bar{e} = H_2$ $+ 2OH^-$	$Me^{n+} + n\bar{e} = Me^0$ $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$	$Me^{n+} + n\bar{e} = Me^0$
На катоде всегда восстанавливаются молекулы воды	На катоде восстанавливаются ионы металла, и воды в зависимости от плотности тока, T и концентрации соли	На катоде всегда восстанавливаются ионы металлов

Правила процессов в аноде (А):

Ряд восстановительной активности анионов:



Процесс в аноде (+) зависит от природы аниона и материала анода. При электролизе растворов электролитов происходит окисление анионов. Образующийся продукт зависит от восстановительной активности аниона.

Таблица 1.4.

Правила процессов в аноде

Анод	Кислотный остаток	
	бескислородный Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}	кислородсодержащий $NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}$
	на аноде окисляются ионы кислотного остатка	на аноде окисляются молекулы воды
<i>Нерастворимый</i>	Окисление аниона (кроме фторидов): $A^{m-} - m\bar{e} = A^0$	В щелочной среде: $4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O + O_2$ В кислой, нейтральной среде: $2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow 4H^+ + O_2$
<i>Растворимый</i>	Окисление металла анода: $Me^0 - n\bar{e} = Me^{+n}$ анод раствор	

Таким образом, катионы и анионы, возникающие при диссоциации электролиза, могут конкурировать с молекулами воды H_2O после восстановления на катоде (-) и окисления в аноде (+) [36-40].

При электролизе водного раствора хлорида натрия NaCl , на катоде выделяется газообразный водород H_2 , а на аноде выделяется газообразный хлор $\text{Cl}_2\uparrow$ за счет окисления хлорид-ионов.

Вывод к 1 главе

- ✓ Сравнивая систему образования по химии между двумя странами, наблюдается нехватка учебно-методических комплексов и учебников в общеобразовательных школах. Хотя в учебниках по химии представлены лабораторные и практические работы, большинство школ полностью не обеспечены химическим оборудованием и, как следствие, у учащихся формируются практические навыки только на теоретической основе.
- ✓ Недостаток методических материалов, лабораторных практикум также отрицательно влияет на полное усвоение получаемых знаний. По этой причине или другой причине, при едином национальном тестировании (ЕНТ) или едином Государственном экзамене (ЕГЭ), определяющем уровень знаний обучающихся, задания по химии основываются только на теоретических знаниях без учета практических навыков.
- ✓ Если делать общие то в школьной программе нет экспериментальных работ по теме «Электролиз», нет общих уравнений, нет алгоритмов объясняющий сущность происходящих процессов при электролизе. В результате электролиза только говорится, какие вещества выделяются в аноде и катоде.

2 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1 Содержание лабораторного практикума по разделу «Окислительно-восстановительные реакции»

Введение

Разработанный химический эксперимент и лабораторный практикум может быть рекомендован учителям и преподавателям ВУЗов для проведения лабораторных и практических работ, а также студентам во время проведения педагогической практики.

Предлагаемый лабораторный практикум состоит из восьми частей, содержит 9 лабораторных и 3 демонстрационных опытов, позволяющих изучить электролиз растворов.

Для всех опытов разработан алгоритм, объясняющий сущность происходящих процессов при электролизе.

В описании опытов даны указания, на что следует обратить внимание, как правильно сформулировать выводы.

2.2 Устройство для лабораторных опытов по химии с электрическим током (УХЭ)

Одно из перспективных направлений создания школьного учебного оборудования связано с использованием простого и компактного лабораторного оборудования малых размеров. Применение в учебном процессе такого лабораторного оборудования имеет определенные преимущества: большую организованность ученического эксперимента и экономию занимаемой площади. Дидактические преимущества простого и компактного

оборудования связаны с возможностью индивидуального выполнения эксперимента.

Проведение опытов под действием электрического тока, обеспечивает устройство для лабораторных опытов по химии с электрическим током (УХЭ), общий вид которого представлен на рис 2.1 и 2.2.

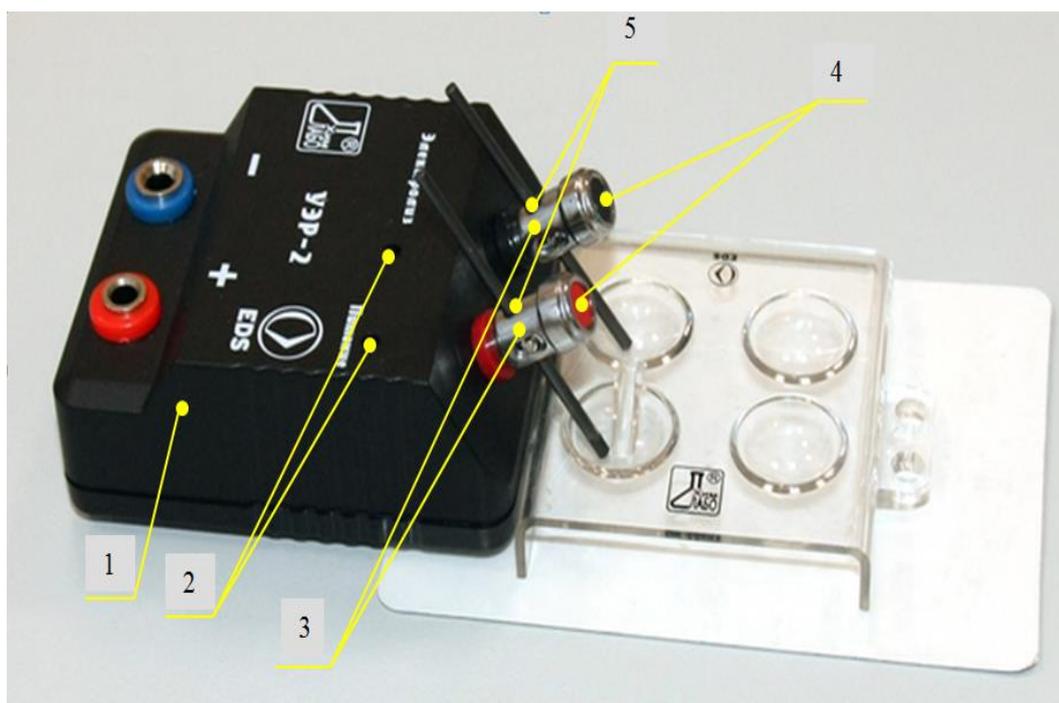


Рис. 2.1. Общий вид устройства для лабораторных опытов по химии с электрическим током (УХЭ).

1 – корпус, 2 – индикатор, 3 – зажимы, 4 – кнопки зажимов, 5– отверстия в зажимах.

Объектом наблюдения является индикаторный светодиод, свечение которого свидетельствует об электрической проводимости исследуемого вещества под действием внешнего источника электрического тока.

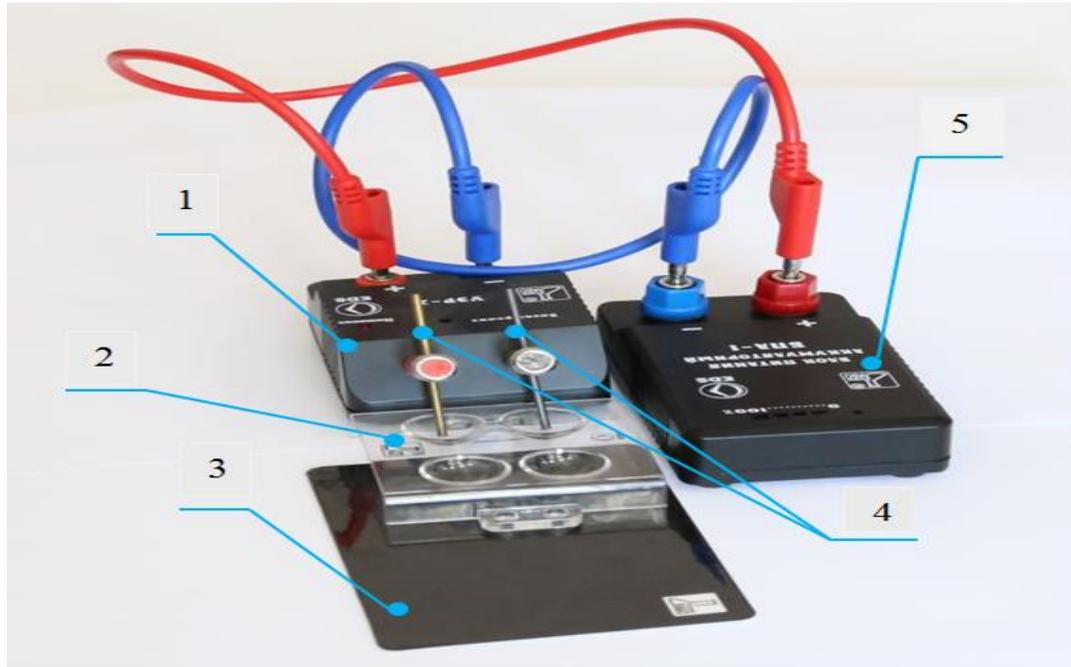


Рис. 2.2. Экспериментальная установка для проведения испытаний растворов электролитов на электрическую проводимость

1 – корпус, 2 – планшетка для капельного анализа, 3 – фоновый экран, 4 – электроды (медный, графитовый), 5 – блок питания.

Таблица 2.1.

Выполнения лабораторного опыта

№	Испытуемое вещество	Типы химического эксперимента
1.	Раствор сульфата натрия Na_2SO_4	Лабораторный
2.	Раствор сульфата меди CuSO_4	Лабораторный
3.	Раствор хлорида меди CuCl_2	Лабораторный
4.	Раствор хлорида калия KCl	Лабораторный
5.	Раствор хлорида цинка ZnCl_2	Лабораторный
6.	Раствор ацетата натрия CH_3COONa	Лабораторный
7.	Раствор нитрата серебра AgNO_3	Лабораторный

8.	Раствор йодида калия KI	Демонстрационный
9.	Раствор соляной кислоты HCl	Лабораторный
10.	Раствор серной кислоты H ₂ SO ₄	Демонстрационный
11	Раствор гидроксида калия KOH	Лабораторный

На отрицательном заряженном электроде (катоде) происходит восстановление катионов, которые зависят от материала катода и от активности металла.

Электрохимический ряд напряжений металлов

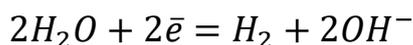
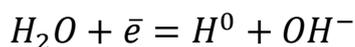
Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Co Ni Sn Pb [H] Cu Ag Pt Au

Химически активные металлы

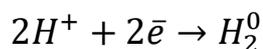
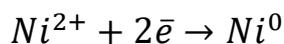
Неактивные металлы

Правила восстановления катионов на катоде

- Катионы активных металлов от Li^+ до Mn^{2+} из водных растворов не восстанавливаются. Восстанавливается вода.



- Катионы металлов от Mn^{2+} до H_2 восстанавливаются вместе с H_2 .

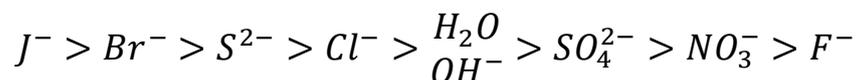


- Катионы металлов от H_2 до Au всегда восстанавливаются в первую очередь.

Правила окисления анионов на аноде

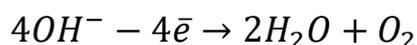
Процесс на положительно заряженном электроде (аноде) зависит от материала анода и природы аниона. При электролизе растворов электролитов происходит окисление анионов на аноде.

Ряд восстановительной активности анионов:

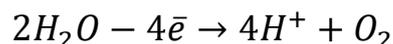


➤ В кислородсодержащих кислотных остатках, на аноде, окисляются молекулы воды:

В щелочной среде:



В кислой, нейтральной среде:



➤ Бескислородные кислотные остатки – окисляются до простого вещества:
 $A^{m-} - m\bar{e} = A^0$

➤ *Исключение:* F^- — вместо него будет выделяться кислород (O_2).

2.3 Лабораторные опыты: электролиз растворов солей.

2.3.1 Электролиз раствора сульфата натрия Na_2SO_4

Опыт 1-1. Электролиз раствора сульфата натрия Na_2SO_4

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: насыщенный водный раствор сульфата натрия Na_2SO_4 , раствор лакмуса нейтрального, вода дистиллированная, универсальная индикаторная бумага (рН= 0-12).

Ход опыта. Ячейки планшетки, соединенные каналом, заполняют насыщенным раствором сульфата натрия Na_2SO_4 , помещая в каждую по 5 капель раствора. В ячейки планшетки, соединенные каналом, добавляют по две капли лакмуса нейтрального, так, чтобы растворы обеих ячеек соединились между собой по каналу. Две дополнительные ячейки заполняют раствором лакмуса нейтрального, разбавленного водой. Этот раствор используют для сравнения. Опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором электролита, и фиксируют их положение в ячейках. Экспериментальная установка готова для опыта. Источник постоянного тока подключают к розетке 42В на лабораторном столе. Включают электрический ток. Используя лупу, наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах. Пропускают электрический ток в течение 1-2 минут. Исследуют растворы, окружающие анод и катод, с помощью универсальной индикаторной бумаги. Отключают электрический ток. Какие процессы протекают на электродах? Напишите сущность процессов, происходящих при электролизе.

Наблюдение

1. На электродах выделяются газы (Рис. 2.3.).

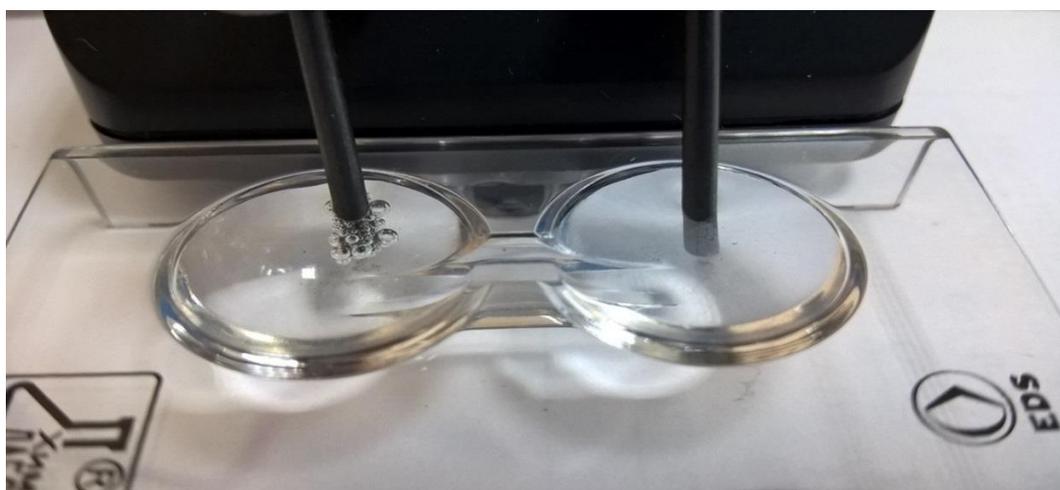


Рис. 2.3. Выделение газа на электродах

2. На катода выделяется водород, а окраска раствора, соприкасающегося с катодом, переходит в синюю от образующейся щелочи (Рис. 2.4.). В катодном пространстве накапливаются гидроксид-ионы: $\text{pH} > 7$.

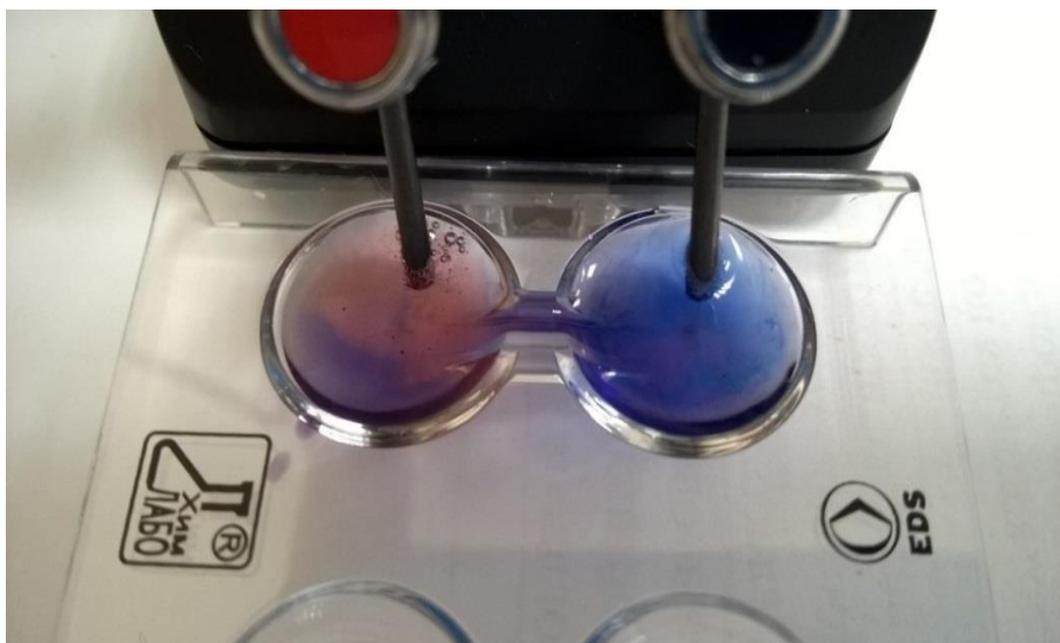
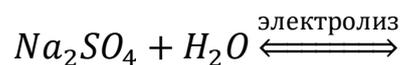


Рис. 2.4. Изменение окраски индикатора

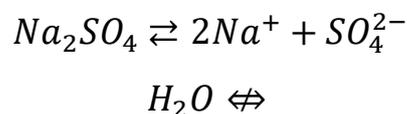
3. На аноде выделяется кислород, а окраска индикаторной бумаги в растворе, соприкасающемся с анодом, переходит в красную (точнее, розовую) от образующейся кислоты. В анодном пространстве накапливаются ионы водорода: $\text{pH} < 7$.

Исследовать реакцию среды в анодном и катодном пространстве с помощью универсальной индикаторной бумаги следует в конце опыта, тогда изменение окраски индикатора в анодном пространстве хорошо заметно: бумага краснеет.

Алгоритм процесса:

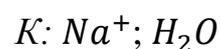
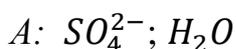


1. Растворение вещества в воде H_2O . Диссоциация соли:



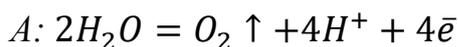
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направленное движение ионов:

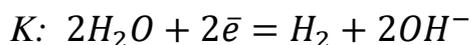


4. Реакции на электродах:

Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



Вывод: При электролизе водного раствора сульфата натрия Na_2SO_4 , на катоде выделяется газообразный водород H_2 , а на аноде – газообразный кислород O_2 , ионы натрия Na^+ и сульфат-анионы SO_4^{2-} непосредственно в процессе электролиза не участвуют, но с их помощью происходит перенос зарядов в растворе, обеспечивается прохождение электрического тока через раствор.

2.3.2 Электролиз раствора сульфата меди $CuSO_4$

Опыт 1-2. Электролиз раствора сульфата меди (II) CuSO_4

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: насыщенный водный раствор сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Ход опыта. Используя капельницу, установленную на флаконе, заполняют ячейки планшетки, соединенные каналом, раствором электролита сульфата меди (II) помещая в каждую ячейку примерно по 6 капель раствора, так, чтобы растворы обеих ячеек соединились между собой по каналу. Нажимая на кнопки, опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором электролита, и фиксирует их. Экспериментальная установка готова для опыта. Источник постоянного тока подключают к розетке 42В на лабораторном столе. Включают электрический ток. Фиксирует свечение индикатора устройства, свидетельствующего о начале электролиза. Наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах ячеек планшетки, используя лупу. Пропускают электрическую ток через раствор, после чего электрический ток отключают. Фиксируют отсутствие свечения светодиода. Нажимают на черную точку зажима, приподнимают катод, опускают кнопку зажима (фиксируя положения катода) и осматривают катод. Какой газ выделяется в аноде? Опишите происходящее явление. Напишите сущность процессов, происходящих при электролизе.

Наблюдение

1. На аноде выделяется газ (Рис 2.5.).

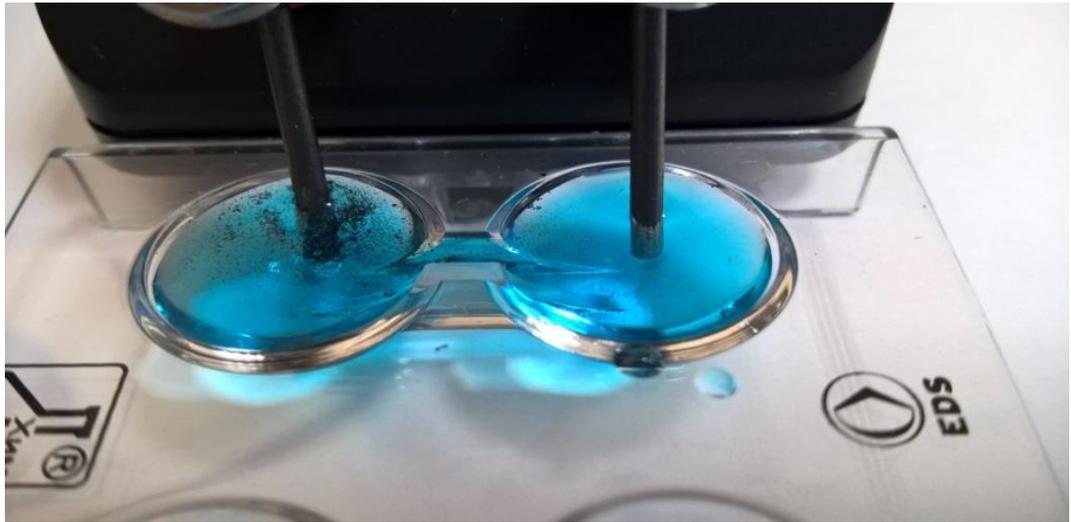


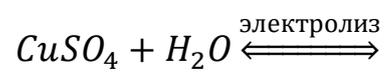
Рис. 2.5. Выделение газа на аноде

2. Через короткое время (5-10 секунд) на катоде образуется слой меди (Рис. 2.6).

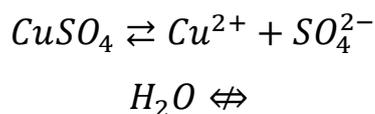


Рис. 2.6. Выделение меди на катоде

Алгоритм процесса:

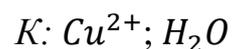
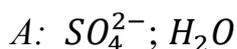


1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



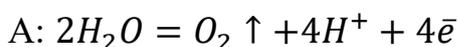
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направленное движение ионов.

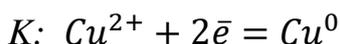


4. Реакции на электродах:

Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



Вывод: При электролизе водного раствора сульфата меди (II) $CuSO_4$, катионы меди восстанавливаются и осаждаются в виде металлической меди на катоде, а на аноде выделяется – газообразный кислород O_2 . Ионы сульфата SO_4^{2-} непосредственно в процессе электролиза не участвуют, но с их помощью происходит перенос зарядов в растворе, обеспечивается прохождение электрического тока через раствор.

2.3.3 Электролиз раствора хлорида меди $CuCl_2$

Опыт 1-3. Электролиз раствора хлорида меди $CuCl_2$

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: 10% раствор соли хлорида меди (II) CuCl_2 .

Ход опыта. Ячейки планшетки, соединенные каналом, заполняют раствором электролита хлорида меди (II) CuCl_2 , помещая в каждую ячейку примерно по 6 капель раствора, так, чтобы растворы обеих ячеек соединились между собой по каналу. Опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором электролита, фиксирует их положение в ячейках. Включают электрический ток. Фиксирует свечение индикатора устройства, свидетельствующего о начале электролиза. Используя лупу, наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах. Пропускают электрическую ток через электролит в течение 1-2 минут, после чего электрический ток отключают. Фиксируют прекращение свечения светового индикатора. Нажимая на черную кнопку, приподнимают катод. Опускают кнопку осматривают катод. Что при этом наблюдаете? Опишите происходящее явление. Какие процессы протекают на электродах?

Наблюдение

1. На аноде выделяется газ Cl_2 , который можно обнаружить по запаху (Рис. 2.7).

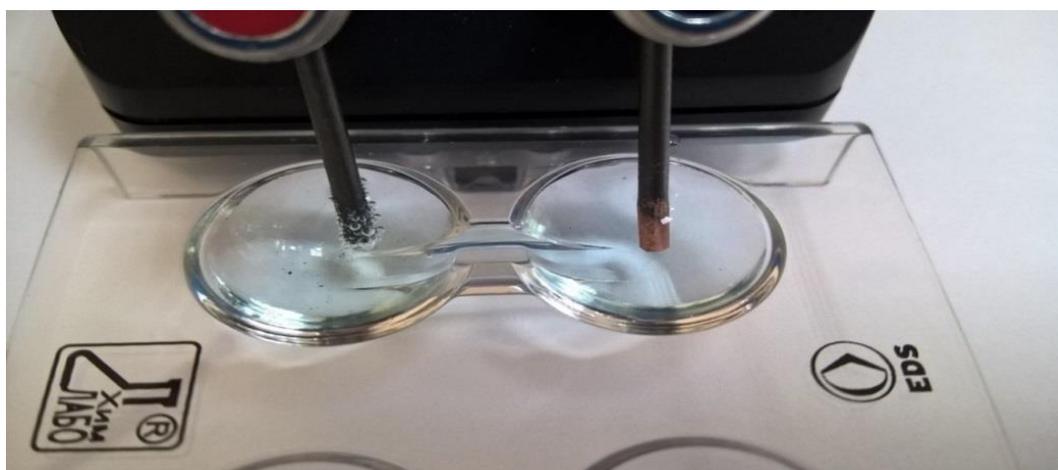
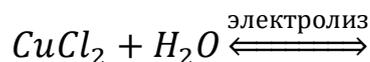


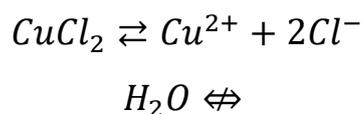
Рис. 2.7. Выделение газа на аноде

2. На катоде через короткое время осаждается свободная медь.



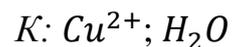
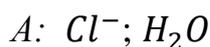
Алгоритм процесса:

1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



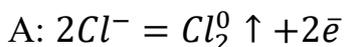
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направленное движение ионов:

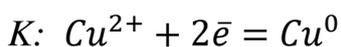


4. Реакции на электродах:

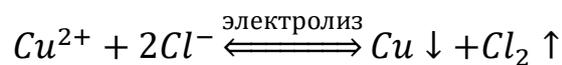
Реакция на аноде.



Реакция на катоде:



5. Суммарное уравнение реакции:



или в молекулярном виде $CuCl_2 \xrightleftharpoons{\text{электролиз}} Cu \downarrow + Cl_2 \uparrow$.

Вывод: В ходе электролиза раствора $CuCl_2$ с инертным анодом катионы меди восстанавливаются и осаждаются в виде металлической меди $Cu \downarrow$ на катоде, а на аноде выделяется газообразный хлор $Cl_2 \uparrow$ за счет окисления хлорид-ионов.

2.3.4 Электролиз раствора хлорида меди KCl

Опыт 1-4. Электролиз раствора хлорида калия KCl

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: раствор лакмуса нейтрального, насыщенный раствор хлорида калия KCl , вода дистиллированная, универсальная индикаторная бумага (рН= 0-12).

Ход опыта. В ячейки планшетки, соединенные каналом, помещают примерно по 6 капель насыщенного раствора электролита хлорида калия. Добавляют в каждую ячейку по две капли лакмуса нейтрального, так, чтобы растворы обеих ячеек соединились между собой по каналу. Две изолированные ячейки заполняют раствором лакмуса нейтрального, разбавленного водой. Нажимая на кнопки зажимов, опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором электролита. Экспериментальная установка готова для опыта. Включают электрический ток. Пропускают электрический ток в течение 1-2 минут. Используя лупу, наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах. Исследуют растворы, окружающие анод и катод, с помощью универсальной индикаторной бумаги. Отключают электрический ток. Что при этом наблюдается? Напишите сущность процессов, происходящих при электролизе.

Наблюдение

1. На электродах выделяются газы. На катоде выделяется водород, а окраска раствора, соприкасающегося с катодом, переходит в синюю от образующейся щелочи КОН. На аноде выделяется хлор Cl_2 , поэтому окраска раствора, окружающего анод, вначале переходит в розовую (хлор реагирует с водой с

образованием кислоты), а затем обесцвечивается (хлор разрушает лакмус) (Рис.2.8).

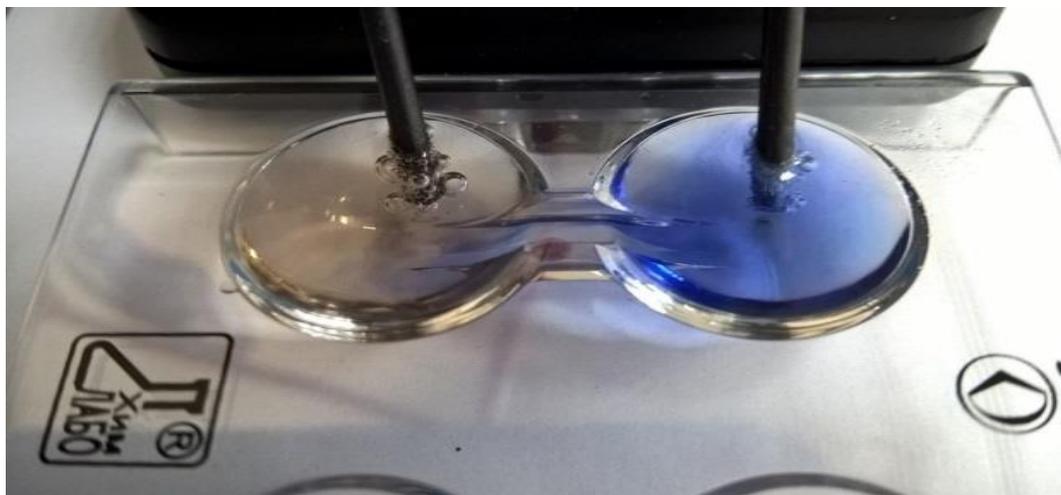
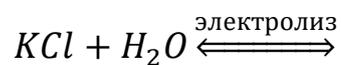
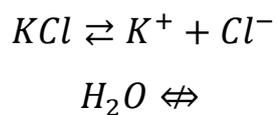


Рис. 2.8. Изменение окраски индикатора

Алгоритм процесса:

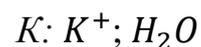
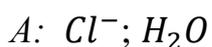


1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



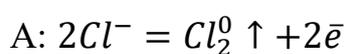
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направление движения ионов:

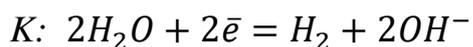


4. Реакции на электродах:

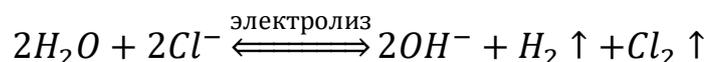
Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



или в молекулярном виде $2H_2O + 2KCl \xrightleftharpoons{\text{электролиз}} 2KOH + H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$.

Вывод: При электролизе водного раствора хлорида калия KCl , на катоде выделяется газообразный водород H_2 , а на аноде выделяется газообразный хлор $Cl_2 \uparrow$ за счет окисления хлорид-ионов.

2.3.5 Электролиз раствора хлорида цинка $ZnCl_2$

Опыт 1-5. Электролиз раствора хлорида цинка $ZnCl_2$

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: 10% раствор соли хлорида цинка $ZnCl_2$.

Ход опыта. Ячейки планшетки, соединенные каналом, заполняют раствором электролита хлорида цинка $ZnCl_2$, помещая в каждую ячейку примерно по 6 капель раствора, так, чтобы растворы обеих ячеек соединились между собой по каналу. Опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором электролита, фиксирует их положение в ячейках. Включают электрический ток. Фиксирует свечение индикатора устройства, свидетельствующего о начале электролиза. Используя лупу, наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах. Пропускают электрическую ток через электролит в течение 1-2 минут, после чего электрический ток отключают. Фиксируют прекращение свечения светового индикатора. Нажимая на черную кнопку, приподнимают катод.

Опускают кнопку осматривают катод. Что при этом наблюдаете? Опишите происходящее явление. Какие процессы протекают на электродах?

Наблюдение

1. На аноде выделяется газ Cl_2 , который можно обнаружить по запаху (Рис. 2.9).

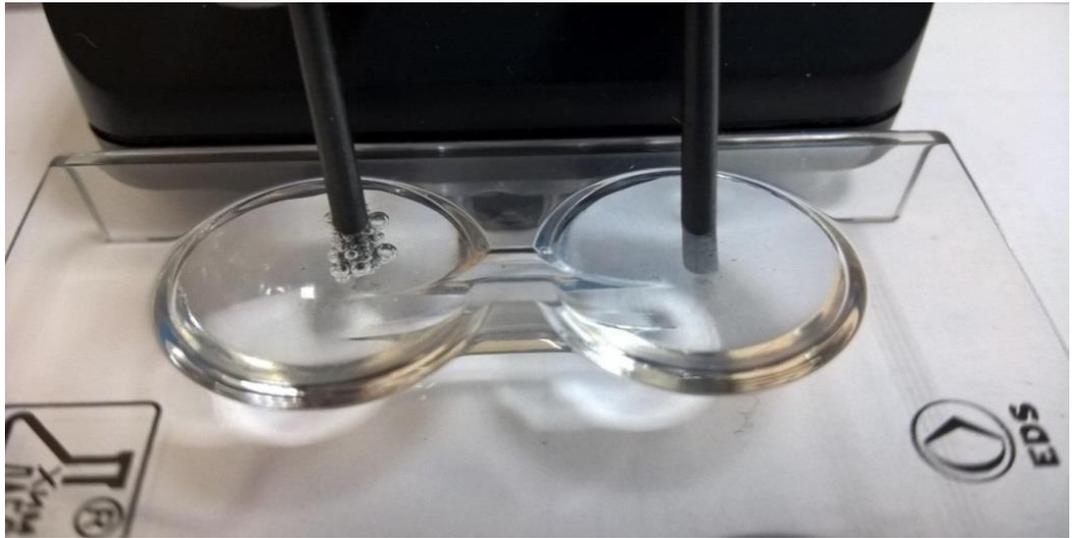
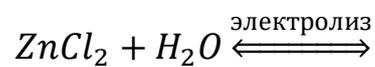


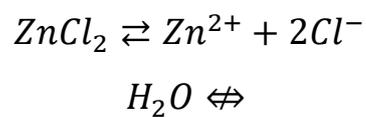
Рис. 2.9. Выделение газа на аноде

2. На катоде через короткое время осаждается свободный цинк.

Алгоритм процесса:

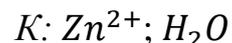
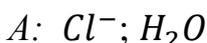


1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



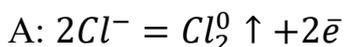
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направление движения ионов:

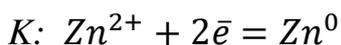


4. Реакции на электродах:

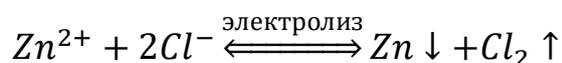
Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



или в молекулярном виде $ZnCl_2 \xrightleftharpoons{\text{электролиз}} Zn \downarrow + Cl_2 \uparrow$.

Вывод: В ходе электролиза раствора $ZnCl_2$ с инертным анодом катионы цинка восстанавливаются и осаждаются в виде металлической цинка $Zn \downarrow$ на катоде, а на аноде выделяется газообразный хлор $Cl_2 \uparrow$ за счет окисления хлорид-ионов.

2.3.6 Электролиз раствора ацетата натрия CH_3COONa

Опыт 1-6. Электролиз раствора ацетата натрия CH_3COONa

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: водный раствор ацетата натрия CH_3COONa , раствор лакмуса нейтрального, вода дистиллированная, универсальная индикаторная бумага (рН= 0-12).

Ход опыта. Ячейки планшетки, соединенные каналом, заполняют раствором ацетата натрия CH_3COONa , помещая в каждую по 5 капель раствора. В ячейки планшетки, соединенные каналом, добавляют по две капли лакмуса нейтрального, так, чтобы растворы обеих ячеек соединились между собой по

каналу. Опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором электролита, и фиксируют их положение в ячейках. Экспериментальная установка готова для опыта. Источник постоянного тока подключают к розетке 42В на лабораторном столе. Включают электрический ток. Используя лупу, наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах. Пропускают электрический ток в течение 1-2 минут. Исследуют растворы, окружающие анод и катод, с помощью универсальной индикаторной бумаги. Отключают электрический ток. Какие процессы протекают на электродах? Напишите сущность процессов, происходящих при электролизе.

Наблюдение

На электродах выделяются газы (Рис. 2.10.).



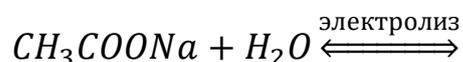
Рис. 2.10. Выделение газа на электродах

1. На катода выделяется водород, а окраска раствора, соприкасающегося с катодом, переходит в синюю от образующейся щелочи (Рис. 2.10.). В катодном пространстве накапливаются гидроксид-ионы: $\text{pH} > 7$.

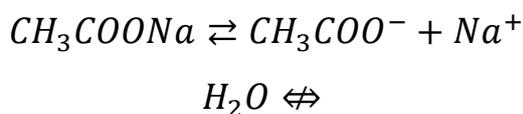
2. На аноде выделяется кислород, а окраска индикаторной бумаги в растворе, соприкасающемся с анодом, переходит в красную (точнее, розовую) от образующейся кислоты. В анодном пространстве накапливаются ионы водорода: $pH < 7$.

Исследовать реакцию среды в анодном и катодном пространстве с помощью универсальной индикаторной бумаги следует в конце опыта, тогда изменение окраски индикатора в анодном пространстве хорошо заметно: бумага краснеет.

Алгоритм процесса:

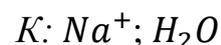


1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



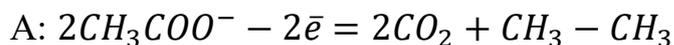
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направление движения ионов:

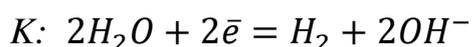


4. Реакции на электродах:

Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



Вывод: При электролизе водного раствора ацетата натрия CH_3COONa , на катоде выделяется водород H_2 , а окраска раствора, переходит в синюю от образующейся щелочи. В катодном пространстве накапливаются гидроксид-ионы. На аноде выделяется углекислый газ и этан, а окраска индикатора раствора, краснеет от образующейся кислоты. В анодном пространстве накапливаются ионы водорода.

2.3.7 Электролиз раствора нитрата серебра $AgNO_3$

Опыт 1-7. Электролиз раствора нитрата серебра $AgNO_3$

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: водный раствор нитрата серебра $AgNO_3$.

Ход опыта. Используя капельницу, установленную на флаконе, заполняют ячейки планшетки, соединенные каналом, раствором электролита нитрата серебра помещая в каждую ячейку примерно по 6 капель раствора, так, чтобы растворы обеих ячеек соединились между собой по каналу. Нажимая на кнопки, опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором электролита, и фиксирует их. Экспериментальная установка готова для опыта. Источник постоянного тока подключают к розетке 42В на лабораторном столе. Включают электрический ток. Фиксирует свечение индикатора устройства, свидетельствующего о начале электролиза. Наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах ячеек планшетки, используя лупу. Пропускают электрическую ток через раствор, после чего электрический ток отключают. Фиксируют отсутствие свечения светодиода. Нажимают на черную точку зажима, приподнимают катод, опускают кнопку зажима (фиксируя положения катода) и осматривают катод. Какой газ

выделяется в аноде? Опишите происходящее явление. Напишите сущность процессов, происходящих при электролизе.

Наблюдение

1. На аноде выделяется газ (Рис 2.11.)

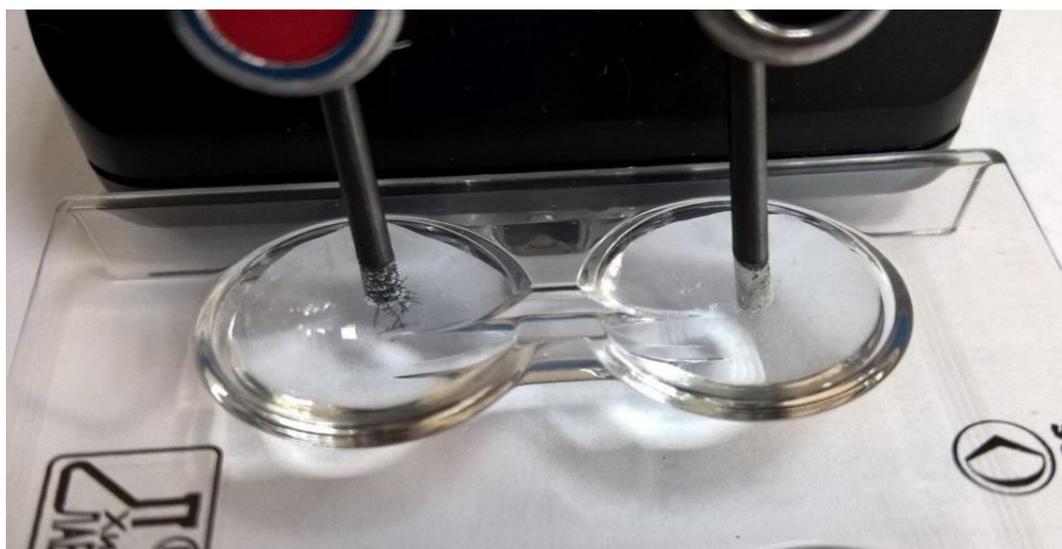
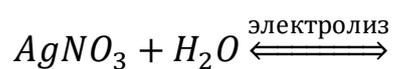
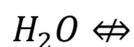
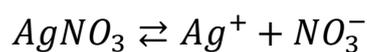


Рис. 2.11. Выделение газа на аноде

Алгоритм процесса:

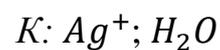
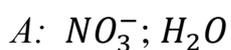


1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



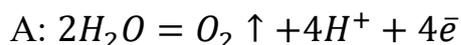
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направление движения ионов:

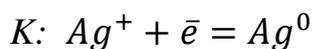


4. Реакции на электродах:

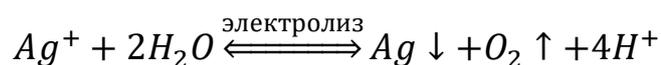
Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



или в молекулярном виде $4AgNO_3 + 2H_2O \xrightleftharpoons{\text{электролиз}} 4Ag \downarrow + O_2 \uparrow + 4HNO_3$.

Вывод: При электролизе водного раствора нитрата серебра $AgNO_3$, на катоде выделяется металлическое серебро Ag , на аноде кислород O_2 . Ионы нитрата NO_3^- непосредственно в процессе электролиза не участвуют, но с их помощью происходит перенос зарядов в растворе, обеспечивается прохождение электрического тока через раствор.

2.4 Демонстрационный опыты: электролиз растворов солей

2.4.1 Электролиз раствора йодида меди KI

Опыт 1-8. Электролиз раствора йодида калия KI

Оборудование: пробирки, штатив для пробирок, химические стаканы, пипетка, держатель для пробирок, прибор для электролиза.

Реактивы: насыщенный раствор йодида калия KI, фенолфталеин (кристаллический), крахмальный клейстер.

Ход опыта. Приготовим электролизер, наполненный раствором йодида калия KI, и две пробирки с этим же раствором. Для обнаружения щелочи в одну

из пробирок добавим раствор фенолфталеина (эта пробирка – для катода), для обнаружения йода I_2 в другую пробирку добавим крахмал (пробирка для анода). Поместим приготовленные таким образом пробирки на электроды и включим электрический ток. В одной из пробирок на катоде наблюдаем выделение водорода H_2 , раствор в этой пробирке становится малиновым: в пробирке образовалась щелочь. Во второй пробирке появилась синее окрашивание. В этой пробирке в результате электролиза выделился йод I_2 . Йод окрасил крахмал в синий цвет. Что при этом наблюдаете? Запишите суммарное ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции и от него перейдите к молекулярному уравнению реакции, протекающей при электролизе.

Наблюдение

1. У катода фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет вследствие восстановления молекул воды и повышения концентрации гидроксид-ионов в катодном пространстве (Рис. 2.12.).

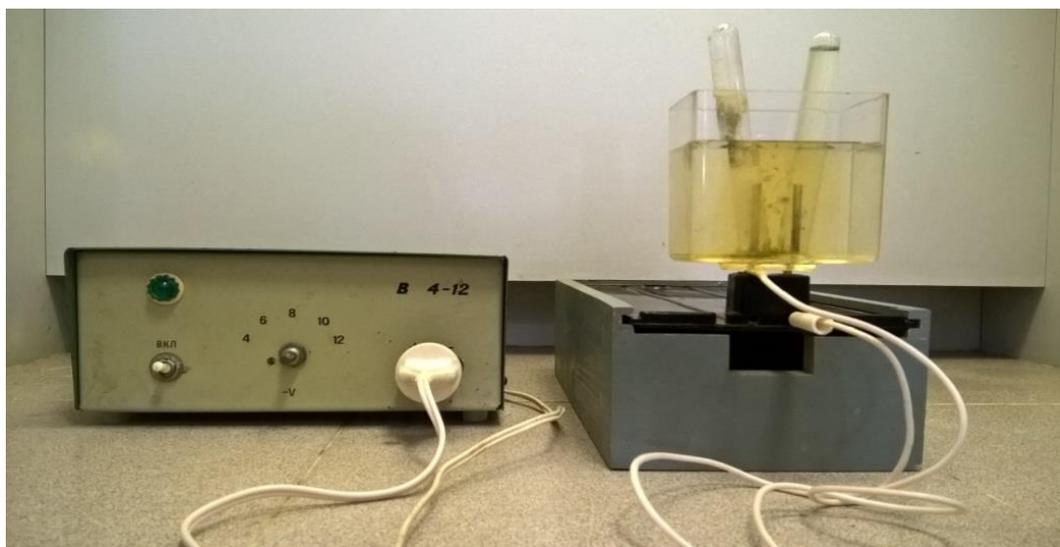


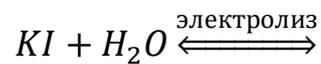
Рис. 2.12. Общий вид прибора. Выделение газа



Рис. 2.13. Выделение иода. Изменение окраски фенолфталеина

2. Графитовый анод пахнет йодом; выделяющийся йод дает с крахмалом фильтровальной бумажки синее окрашивание.

Алгоритм процесса:

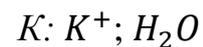
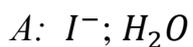


1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



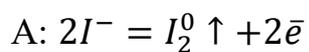
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направление движения ионов:

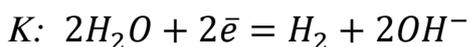


4. Реакции на электродах:

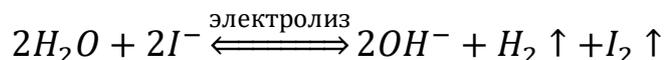
Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



или в молекулярном виде $2H_2O + 2KI \xrightleftharpoons{\text{электролиз}} 2KOH + H_2 \uparrow + I_2 \uparrow$.

Вывод: При электролизе водного раствора йодида калия KI , на катоде выделяется водород H_2 , а на аноде йод $I_2 \uparrow$.

2.5 Лабораторные опыты: электролиз растворов кислот

2.5.1 Электролиз раствора соляной кислоты HCl

Опыт 2-1. Электролиз раствора соляной кислоты HCl

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: 10% соляная кислота HCl , раствор лакмуса нейтрального, йодкрахмальный раствор или йодкрахмальная бумага.

Ход опыта. Ячейки планшетки, соединенные каналом заполняют 10% раствором соляной кислоты, помещая в каждую примерно по 6 капель раствора. В каждую ячейку планшетки добавляют по две капли лакмуса нейтрального, так, чтобы растворы обеих ячеек соединились между собой по каналу. Опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором электролита, нажимая на кнопки зажимов, и фиксируют их положение в ячейках. Включают электрический ток. Пропускают электрический ток в течение 1-2 минут. Используя лупу, наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах. Влажную йодкрахмальную бумажку

подносят к аноду. Отключают электрический ток. Напишите сущность процессов, происходящих при электролизе.

Наблюдение

1. С добавлением раствора лакмуса в ячейках, заполненных раствором HCl, наблюдают изменение окраски индикатора – он становится красным.

2. На электродах выделяются газы. Ощущается запах хлора.

3. Йодкрахмальная бумага, поднесённая к анодному электроду, синееет, т.к. крахмал окрашивается в синий цвет йодом, образовавшимся при реакции хлора Cl_2 , выделившегося на аноде, с йодидом калия по реакции: $Cl_2 + 2KI = 2KCl + I_2$

4. Окраска раствора, окружающего анод, постепенно обесцвечивается, т.к. хлор разрушает лакмус.

В катодном пространстве красная окраска индикатора не изменяется (до смешивания растворов, не разделенных электродных пространств) (Рис. 2.14.).

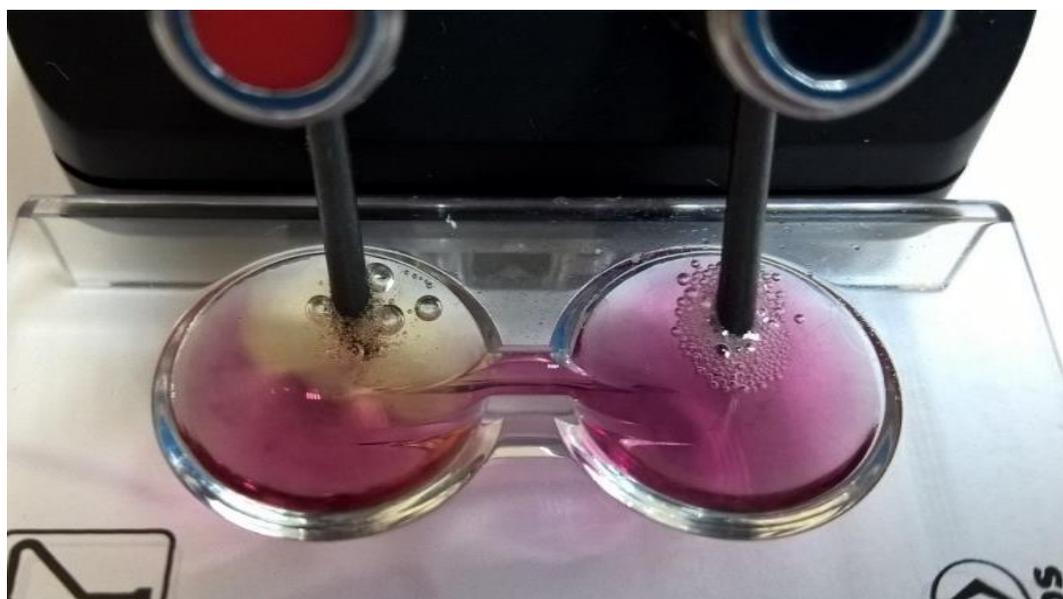
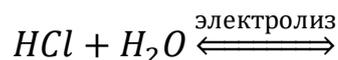
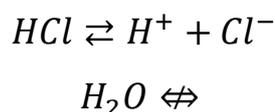


Рис. 2.14. Изменение окраски индикатора

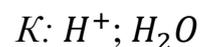
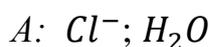
Алгоритм процесса:

1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



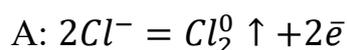
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направление движения ионов:

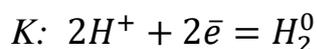


4. Реакции на электродах:

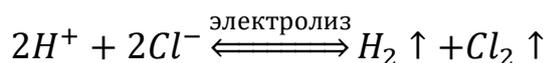
Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



или в молекулярном виде $2HCl \xrightleftharpoons{\text{электролиз}} H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$.

Вывод: В ходе электролиза раствора соляной кислоты HCl на катоде выделяется водород H_2 , а на аноде выделяется газообразный хлор $Cl_2 \uparrow$ за счет окисления хлорид-ионов.

2.6 Демонстрационный опыты: электролиз растворов кислот

2.6.1 Электролиз раствора серной кислоты H_2SO_4

Опыт 2-2. Электролиз раствора серной кислоты H_2SO_4

Оборудование: пробирки, штатив для пробирок, химические стаканы, пипетка, держатель для пробирок, прибор для электролиза.

Реактивы: водный раствор серной кислоты H_2SO_4 , раствор фенолфталеина

Ход опыта. Приготовим электролизер, наполненный раствором серной кислоты H_2SO_4 , и две пробирки с этим же раствором. Для обнаружения кислот в электролизер добавим раствор фенолфталеина. Наблюдаем за процессом, протекающим на катоде и аноде. Обратите внимание на то, что в начале опыта на катоде выделяются пузырьки газа. Напишите сущность процессов, происходящих при электролизе.

Наблюдение

1. На электродах выделяются газы (Рис. 2.15.). На катода выделяется водород, а на аноде выделяется кислород.

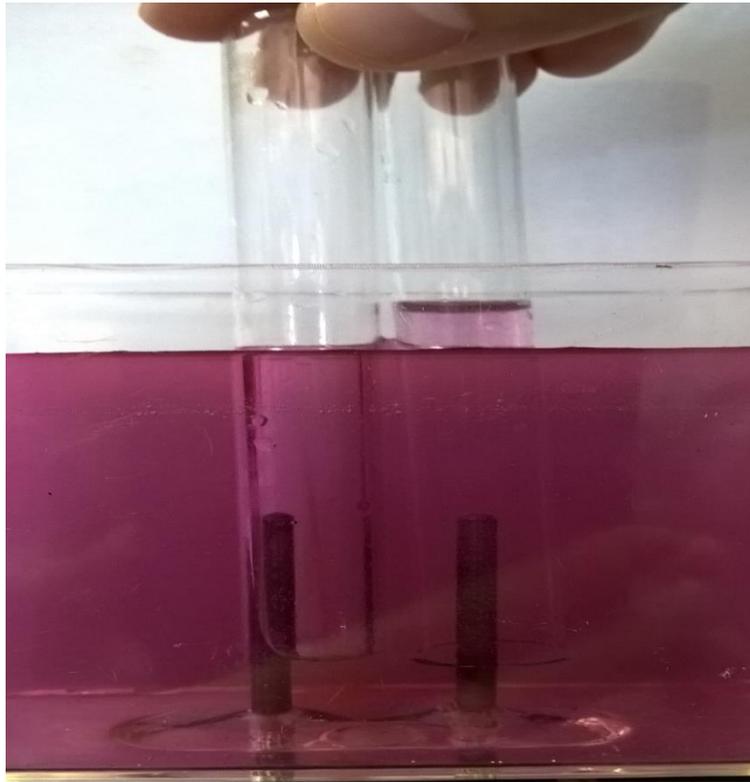


Рис. 2.15. Выделение газа на электродах

Чтобы проверить полученный водород H_2 на чистоту, необходимо его поджечь с помощью горячей лучинки. Вы услышите хлопок. Чем звук хлопка тише, тем чище водород (Рис. 2.16).



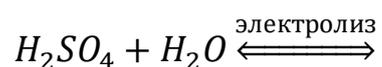
Рис. 2.16. Проверка наличия водорода

О наличии в пробирке кислорода O_2 можно судить по воспламенению тлеющей лучинки, которую подносят к отверстию пробирки. В присутствии кислорода тлеющая лучинка вспыхивает (Рис. 2.17.).

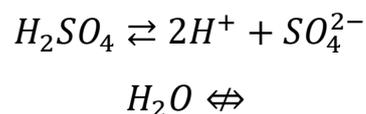


Рис. 2.17. Проверка наличия кислорода

Алгоритм процесса:

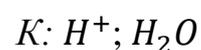
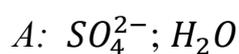


1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



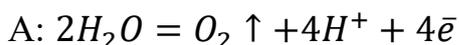
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направление движения ионов:

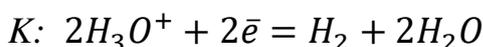


4. Реакции на электродах:

Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



или в молекулярном виде $2H_2O \xrightleftharpoons{\text{электролиз}} 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$.

Вывод: При электролизе водного раствора серной кислоты H_2SO_4 , на катоде выделяется газообразный водород H_2 , а на аноде – газообразный кислород O_2 , ионы сульфата SO_4^{2-} непосредственно в процессе электролиза не участвуют, но с их помощью происходит перенос зарядов в растворе, обеспечивается прохождение электрического тока через раствор.

2.7 Лабораторные опыты: электролиз растворов щелочей

2.7.1 Электролиз раствора гидроксида калия КОН

Опыт 2-1. Электролиз раствора гидроксида калия КОН

Оборудование: устройство, электрод графитовый -2 шт., лупа 3х, планшетка, фоновый экран.

Реактивы: водный раствор гидроксида натрия КОН.

Ход опыта. Планшетку размещают в лотке на черной стороне фонового экрана. На планшетку устанавливают устройство. Устанавливают графитовые электроды в зажимы. В ячейки планшетки, соединенные каналом, помещают капли раствора гидроксида калия, так, чтобы растворы

обеих ячеек соединились между собой по каналу. Опускают электроды в ячейки планшетки, заполненные раствором щелочи, нажимая на кнопки зажимов, и фиксируют их положение в ячейках. Включают электрический ток. Используя лупу, наблюдают за процессами, происходящими в анодном и катодном пространствах. Пропускают электрический ток в течение 1-2 минут. Отключают электрический ток. Напишите сущность процессов, происходящих при электролизе.

Наблюдение

На электродах бурно выделяются газы (Рис.2.18.).

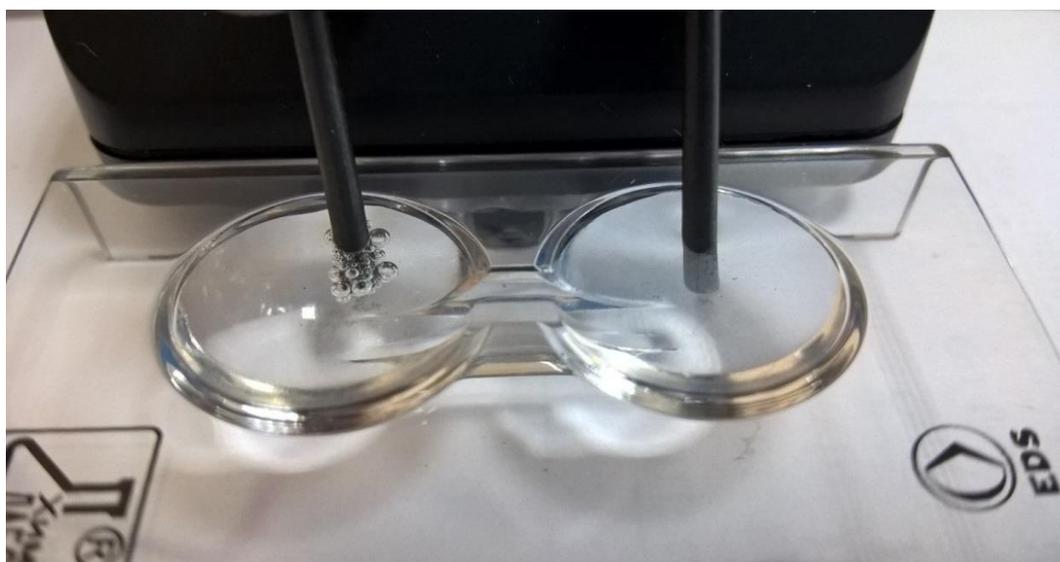
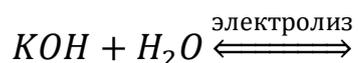
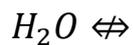


Рис. 2.18. Выделение газов на графитовых электродах

Алгоритм процесса:

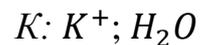
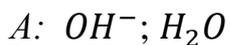


1. Растворить вещество в воде H_2O . Диссоциация соли:



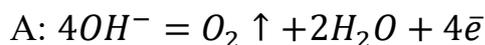
2. Пропустить через раствор постоянный электрический ток.

3. Появляется направление движения ионов:

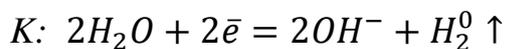


4. Реакции на электродах:

Реакция на аноде.



Реакция на катоде.



5. Суммарное уравнение реакции:



или в молекулярном виде $2H_2O \xrightleftharpoons{\text{электролиз}} 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$.

Вывод: В ходе электролиза раствора гидроксида калия KOH на катоде выделяется водород H_2 , а на аноде выделяется газообразный кислород $O_2 \uparrow$.

ВЫВОД

- Проведены анализ отечественной и зарубежной литературы по вопросам исследования, а также развития умений и навыков проведения исследовательских работ учащихся;
- Разработано содержание химического эксперимента и лабораторного практикума по теме «Электролиз»;
- Проведены химические эксперименты по теме исследования для уточнения техники его проведения;
- Обобщены результаты исследования.