Интегрированный урок физика – химия

по теме «Электролиз» 10 класс

Подготовили и провели:

Чебанюк Михаил Иосифович, учитель

физики МБОУ СОШ №2

г. Демидова Смоленской области,

Корнеева Валентина Николаевна, учитель

химии МБОУ СОШ №2

г. Демидова Смоленской области

2014 г.

Цели.

1. Повторить основные положения теории электролитической диссоциации и окисления и восстановления.
2. Рассмотреть сущность электролиза, как окислительно-восстановительного процесса, используя возможности химического эксперимента.
3. Показать общность процесса электролиза с точки зрения наук физики и химии.
4. Дать понятие о значении электролиза в народном хозяйстве.

**Оборудование:**

Приборы для электролиза, выпрямитель электрического тока, пипетки, фоновые экраны.

**Реактивы.**

Растворы: хлорид меди (II), иодид калия, гидроксид калия, фенолфталеин, крахмал.

Здравствуйте, садитесь.

Мы с вами уже привыкли к интегрированным урокам, когда вы имеете возможность повторить, систематизировать и изучить материал, который частично уже рассматривали или должны будете рассматривать на уроках по различным предметам.

И, поэтому, у нас сегодня один из таких уроков, посвящен он будет проблеме электролиза солей, одного из самых сложных и важных физико-химических процессов. Это понятие дается и в курсе физики и в курсе химии. И наша задача: изучить процесс электролиза с точки зрения теории электролитической диссоциации, окисления и восстановления.

Рассмотреть законы электролиза, которые были экспериментально установлены английским физиком Майклом Фарадеем. И, конечно же, ответить, на главный вопрос - где и с какой целью можно использовать этот процесс в практической деятельности. (На доске запись определений электролиза).

С точки зрения химика, процесс электролиза это: «Совокупность окислительно — восстановительных процессов, протекающих на электродах при пропускании электрического тока через растворы или расплавы электролитов».

А с точки зрения физика: «Электролиз - это процесс выделения на электродах вещества, связанный с окислительно-восстановительными реакциями».

Из определений видно, что электролиз это окислительно-восстановительная реакция.

(В) Какие же реакции называются окислительно-восстановительными? (В) Что такое окисление? Что такое восстановление? Но эти реакции происходят в растворе или расплаве электролитов? (В) Что же такое - электролиты?

(В) А что происходит с веществами электролитами при расплавлении или растворений? (В) Что такое электролитическая диссоциация?

Попытайтесь привести примеры уравнений реакций диссоциации нескольких солей (запись уравнений реакций делает учащийся по своему усмотрению, например: КСl = К+ + и т.д.)

Из определения видно, что это процесс, который протекает на электродах. Но это понятие больше физическое, чем химическое, и поэтому я попрошу учителя физики уточнить, что значит это понятие.

Учитель физики. Химические реакции электролиза осуществляются при помощи энергии электрического тока, подведенного извне. Следовательно, происходит преобразование электрической энергии в химическую. Катод подключен к отрицательному полюсу и, поэтому, имеет отрицательный заряд, на его поверхности избыток электронов, именно к нему движутся положительно заряженные ионы (поэтому их называют катионы) Анод - подключен к положительному полюсу, т.е. на его поверхности недостаток электронов. К нему движутся отрицательные ионы - и их назвали анионами. Вследствие этих процессов осуществляется перемещение электронов по внешней цепи. (Слово учителя химии).

Но если катионы подходят к катоду, они будут получать недостающие электроны и превращаться в нейтральные атомы, а процесс присоединения - это и есть процесс восстановления, т.е. на катоде происходит процесс восстановления, тогда как на аноде будет происходить противоположный процесс, процесс отдачи электронов, т.е. окисление.

И так как эти два процесса происходят одновременно, то, конечно же, число отданных электронов при окислении должно быть равно числу электронов, принятых при восстановлении.

Мы видели, что катионами чаще всего являются катионы металлов или водорода. То остается выяснить, от чего зависит скорость восстановления, т.е. кому легче принять электроны: катиону натрия или катиону водорода? (Учащиеся высказывают предположения, опираясь на электрохимический ряд напряжений металлов)

Ученые установили и подтвердили ваши выводы о том, что ионы металлов от лития до алюминия - не восстанавливаются при электролизе, от цинка до свинца - возможно выделение и металла и водорода, от меди до золота — восстанавливаются только ионы металла.

Но лучший способ установления истины - это эксперимент, попытаемся осуществить процесс электролиза раствора соли бескислородной кислоты, а именно хлорида меди (2).

Нальем в U - образную трубку прибора водный раствор хлорида меди (2), погрузим электроды, присоединим их к источнику постоянного тока и пропустим электрический ток. (В) Что мы наблюдаем?

В результате прохождения электрического тока на поверхности отрицательно - заряженного электрода (К - ), появляется красный налет, это аморфная медь, а у поверхности анода (А+) образуются пузырьки газа - хлора, чтобы его нейтрализовать пропустим его через концентрированный раствор щелочи. Таким образом, вам хорошо видно, что электрический ток, как бы разлагает хлорид меди на простые вещества: медь и хлор. Электролиз - можно рассматривать как процесс разложения солей электрическим током.

Рассмотрим механизм этого процесса.

(В) Что происходит в воде с хлоридом меди (II)? Напишите уравнение диссоциации этой соли.

CuCl2 =

Но в данной системе есть и вода. Что вы можете сказать о воде с точки зрения теории электролитической диссоциации?

Каково уравнение реакции диссоциации воды?

(Н20 = 2)

В электрическом поле между анодом и катодом будут находиться ионы Сu2+, 2 и молекулы воды. Движение ионов приобретает направленность.

На катоде ионы меди приобретают недостающие электроны - восстанавливаются до нейтральных атомов меди. А на аноде хлорид ионы отдают аноду электроны и превращаются в нейтральные атомы хлора. Если суммировать левые и правые части уравнений, то мы увидим, что число принятых и отданных электронов равно, следовательно, можно составить уравнения реакций, отражающих процессы, протекающие на катоде и аноде и суммарное уравнение электролиза.

К(-) []2 восстановление

A(+) []2 окисление

**Вывод:** *Чем менее активен металл, т.е., чем правее он расположен в электрохимическом ряду напряжений металлов, тем легче его положительно заряженный ион будет приобретать недостающие электроны и превращаться в нейтральные атомы*.

Заменим соль меди, на соль калия (обратите внимание на положение этих металлов в электрохимическом ряду напряжений металлов). Используем иодид калия для проведения процесса электролиза. (В) Что вы увидели? У катода выделяется не металл, а какой - то газ, в другом колене трубки появляется желтая жидкость.

(В) Что может быть получено в качестве продуктов гидролиза? (Иод.)

(В) Как доказать наличие иода в растворе? (Иод + крахмал = синее окрашивание)

(В) Что же тогда остается в растворе?

Часто нам помогали индикаторы. Воспользуемся еще раз одним из них. Возьмем фенолфталеин. (Учитель добавляет раствор фенолфталеина в U- образную трубку.)

(В) О чем говорит малиновое окрашивание раствора фенолфталеина?

(О) (растворе щелочь).

(В) Какая щелочь в растворе?

Рассмотрим механизм этого процесса

KI=

На аноде окисляются ионы иода:

2 - 2 е = 2I°

2I = I2 - это и есть жидкость коричневого цвета.

В противоположном колене трубки мы обнаружили щелочь КОН, которая является сильным электролитом и легко диссоциирует на ионы.

КОН = К+ +

Т.е. ионы калия К не восстанавливаются на катоде. Следовательно, на катоде восстанавливается водород из воды

2Н20 + 2е = Н2 + 2

Существует несколько методов объяснения данного процесса. В зависимости от рН среды раствора этот процесс протекает различным образом и может быть записан различными уравнениями, но чаще всего идет восстановление водорода воды. (Так как, воду представили Н - ОН, то видно, что 1 ион водорода принимает 1 электрон, образуя нейтральный атом Н°, но выделяется газ водород, молекула которого состоит из двух атомов- следовательно, надо взять 2 молекулы воды, которые присоединят 2 электрона и в растворе останутся два иона гидроксила) Для того чтобы получить итоговое уравнение электролиза водного раствора иодида калия, раздельно просуммируем левые и правые части уравнений учтя равенство принятых и отданных электронов получим:

K(+) []2 окисление

A(-) [2=+2]2 восстановление

Правило 1.Путем химического эксперимента установлено, что существуют металлы, которые никогда не образуются при электролизе растворов солей путем восстановления их ионов из раствора. Это ионы от Li до А13+.

Ионы от Zn + до Рв2+ - восстанавливаются наряду с ионами водорода Ионы от Си до Аи3+ -восстанавливаются, причем выделяется чистый металл.

К случаю обоюдного выделения металла и водорода мы вернемся на следующем уроке. А сейчас я предлагаю рассмотреть случай электролиза соли кислородсодержащих кислот. Например, сульфат меди (II) - CuS04. (В) Как вы считаете, что будет происходить на катоде? Запишите уравнение реакции процесса восстановления.

(О) На катоде будет выделяться медь, на аноде окисление ионов будет происходить в последнюю очередь. А из смеси анионов в первую очередь будут окисляться ионы бескислородных кислот.

**Правило 2. и т.д. химическая активность уменьшается.**

Ну а если таковых нет, то будет окисляться вода:

2Н20 + 4е = O2 + 4Н+

Так как, число электронов принятых ионами меди меньше, чем отдано молекулами воды, составим баланс данной окислительно-восстановительной реакции:

К(-) [Сu +2е = Си ] 2 восстановление А(+)[2Н20 - 4е = 02° + 4] 4 1 окисление

2CuS04+ 2Н20 = 2Си+ 02 + 2 H2S04

Ну и в качестве закрепления попытаемся рассмотреть последний случай электролиза соли: сульфата натрия: (данное задание выполняют учащиеся)

Na2S04=2Na+ + S042-

Согласно правила 1 для катодных процессов: катионы натрия не восстанавливаются из раствора, происходит восстановление воды и выделение газа водорода.

Согласно правила 2 для анодных процессов: анионы сульфата не окисляются на аноде, а происходит окисление молекул воды и выделение кислорода.

К(-) [ 2Н20 + 2е = Н2° + 2 ОН-] 2 2 восстановление

*А*(+)[2Н20-4е = О2 + 4] 41 окисление

6Н20 = 02 + 2Н20 + 4 Н20; 2Н20 = 02 + 2 Н2

**Вывод:** При электролизе водного раствора сульфата натрия происходит разложение молекул воды с образованием двух газов: кислорода и водорода, ионы натрия и сульфата непосредственно в процессе электролиза не участвуют, но с их помощью происходит перенос зарядов в растворе, т.е. обеспечивается прохождение электрического тока через раствор.

Итак, мы рассмотрели многочисленные случаи электролиза солей, убедились на опыте, что это совокупность двух процессов: окисления и восстановления, которые протекают на электродах под действием электрического тока.

Это сложный и многогранный процесс, который полностью мы сегодня еще не рассмотрели и продолжим разговор на следующем уроке. Но сегодня мы должны ответить еще на один вопрос. Где применяется этот процесс? Какое значение он имеет для народного хозяйства?

Ответ на эти вопросы вам предстоит отыскать самим, а помощником в этом нелегком деле будет являться для вас кинофильм.

(Перед просмотром фильма учащимся были предложены вопросы:

1. С какой целью осуществляется электролиз?
2. Какие продукты можно получить с помощью электролиза расплавов и растворов солей?
3. Что такое гальваностегия, и какое значение имеет этот процесс?
4. Что такое гальванопластика, и для каких целей используется данный процесс?)

После просмотра кинофрагмента и ответов на вопросы, слово берет учитель физики.

Учитель физики.

Теоретические основы электролиза вы разобрали относительно хорошо, но для вас не секрет, что этот процесс был изучен и количественной стороны. (В) С именем какого ученого физика связывают процесс электролиза?

Да, действительно, именно выдающийся английский физик Майкл Фарадей в 30-х годах 19 века в результате своих исследований установил законы электролиза.

(В) Попытайтесь, пожалуйста, вспомнить, как формулируется закон электролиза Фарадея? (Масса вещества, выделившегося на электроде за время t при прохождении электрического тока, пропорциональна силе тока и времени.)

(В) А теперь воспроизведите, пожалуйста, на доске математическую запись этого закона, т.е. формулу, отображающую этот закон:

m = k\*I\*t

(В) Расшифруйте эту формулу, все величины и единицы их измерения. А теперь, давайте, вычислим силу тока при электролизе расплава хлорида серебра, если известно, что в процессе электролиза расплава хлорида серебра происходит серебрение изделия, причем на катоде за 30 мин отложилось серебро массой 4,55 г.

В заключительной части урока учителя еще раз с помощью учеников формулируют выводы.

* 1. Электролиз - это окислительно-восстановительный процесс, протекающий под воздействием постоянного электрического тока;
  2. электролиз протекает в электролитах при наличии подвижных ионов, а они есть в их расплавах и растворах;
  3. для определения продуктов электролиза водных растворов электролитов необходимо учитывать ряд напряжений металлов и окислительный ряд анионов;
  4. активные металлы, стоящие в р.н.м. до алюминия(включительно), можно получить только электролизом расплавов электролитов;

неактивные металлы можно получить электролизом расплавов и растворов их солей наряду с другими методами (пиро- и гидрометаллургией). С целью более детального рассмотрения значения процесса электролиза можно рекомендовать рассмотреть таблицу 10 пособия: О.С.Габриелян «Настольная книга учителя химии, химия 11 класс», «Дрофа», 2003 1)

Литература,

используемая для подготовки информации, для работы в классе:

Касьянов В. А. Учебник физики. – М.: Дрофа, 2002.

* Подабаев Н.И. Электролиз. Пособие для учителей. - М.; «Просвещение», 1969.
* Настольная книга учителя. Химия. 9 кл. - М.: Дрофа, 2002.
* Энциклопедия для детей. Том 14. Техника. - М.: Аванта+, 2000.
* Энциклопедия для детей. Том 17. Химия. - М.: Аванта+, 2000.
* «Элементарный учебник физики». Том 2 / Автор Лансдберг Г.С. - М.: Наука, 1999.
* http ://www. alhimik.ru/
* J1.B. Вятченникова. Электролиз.//Химия. Приложение к газете «Первое сентября», №24, 1998.
* А.Ф. Аспицкая. К изучению электролиза в курсе химии, Химия в школе, «Педагогика», 1991.
* Г.М. Чернобельская, И.Н. Чертков Химия, «Учебная литература для медицинских училищ». М.: Медицина, 1986г.
* <http://scientificpage.net/eiektroliz/>

[www.chemport.ru/electrolvsis.shtml](http://www.chemport.ru/electrolvsis.shtml)

<http://scientificpage.net/elektroliz/index2.html>

Подабаев Н.И. Электролиз. Пособие для учителей. - ML: «Просвещение», 1969.

Настольная книга учителя. Химия. 9 кл. - М.: Дрофа, 2002.

Энциклопедия для детей. Том 14. Техника. - М.: Аванта+, 2000.

Энциклопедия для детей. Том 17. Химия. - М.: Аванта+, 2000.

«Элементарный учебник физики». Том 2 / Автор Лансдберг Г.С. - М.: Наука, 1999.

http ://www. alhimik.ru/ JI.B. Вятченникова. Электролиз .//Химия. Приложение к газете «Первое сентября», №24, 1998.

А.Ф. Аспицкая. К изучению электролиза в курсе химии. Химия в школе, «Педагогика», 1991.

Г.М. Чернобельская, И.Н. Чертков Химия, «Учебнаялитература для медицинских училищ». М.: Медицина, 1986г.

<http://scientificpage.net/elektroliz/>

http ://www. chemport.ru/electroly sis. shtml

<http://scientificpage.net/elektroliz/index2.html>