**План самостоятельной работы учащегося 10 класса по химии**

**I четверть.**

**Номер урока: № 18**

**Тема урока:** Электролиз расплавов и растворов солей.

**Цель урока:** 10.2.3.3 изучить и объяснить процессы, протекающие при прохождении электрического тока через раствор и расплав;

|  |  |
| --- | --- |
| **Порядок действий** | **Ресурсы** |
| **Изучи:** | 1. Прочитай п. 16 стр. 66 2. Просмотри видео: <https://www.youtube.com/watch?v=pH8M0qi6ATI>   <https://www.youtube.com/watch?v=SwNJwbU_lYU>   1. Изучи:   **Химические реакции, сопровождающиеся переносом электронов** ([окислительно-восстановительные реакции](http://chemege.ru/materials/ovr/)) делятся на два типа: реакции, протекающие самопроизвольно и реакции, протекающие при прохождении тока через раствор или расплав [электролита](http://chemege.ru/ted/).  **Раствор или расплав электролита помещают в специальную емкость — электролитическую ванну.**  **Электрический ток —** это упорядоченное движение заряженных частиц — ионов, электронов и др. под действием внешнего электрического поля. Электрическое поле в растворе или расплаве электролита создают электроды.  **Электроды —** это, как правило, стержни из материала, проводящего электрический ток. Их помещают в раствор или расплав электролита, и подключают к электрической цепи с источником питания.  **При этом отрицательно заряженный электрод катод —** притягивает положительно заряженные ионы — катионы. Положительно заряженный электрод (анод) притягивает отрицательно заряженные частицы (анионы). Катод выступает в качестве восстановителя, а анод — в качестве окислителя.  **<http://chemege.ru/wp-content/uploads/2017/12/electrolysis.jpg>**  Различают электролиз с активными и инертными электродами. Активные (растворимые) электроды подвергаются химическим превращениям в процессе электролиза. Обычно их изготавливают из меди, никеля и других металлов. Инертные (нерастворимые) электроды химическим превращениям не подвергаются. Их изготавливают из неактивных металлов, например, платины, или графита.  Различают **электролиз раствора или расплава** химического вещества. В растворе присутствует дополнительное химическое вещество — вода, которая может принимать участие в окислительно-восстановительных реакциях.  **Катодные процессы:**  **В растворе** **солей** катод притягивает катионы металлов. Катионы металлов могут выступать в качестве **окислителей**. Окислительные способности ионов металлов различаются. Для оценки окислительно-восстановительных способностей металлов применяют **электро-химический ряд напряжений**:  <http://chemege.ru/wp-content/uploads/2017/12/ryad.jpg>       Каждый металл характеризуется значением электрохимического потен-циала. **Чем меньше потенциал**, тем **больше восстановительные свойства** металла и тем **меньше окислительные свойства** соответствующего иона этого металла. Разным ионам соответствуют разные значения этого потенциала. Электрохимический потенциал — относительная величина. **Электрохимический потенциал водорода принят равным нулю.**     Также около катода находятся молекулы **воды Н2О**. В составе воды есть окислитель — ион H+.  При электролизе растворов солей на катоде наблюдаются следующие закономерности:  **1.** Если металл в соли — **активный** (**до Al3+ включительно в ряду напряжений**), то вместо металла на катоде восстанавливается **(разряжается)** **водород**, т.к. потенциал водорода намного больше. Протекает процесс восстановления молекулярного водорода из воды, при этом образуются ионы OH—, среда возле катода — щелочная:  **2H2O +2ē → H2 + 2OH—**  **Например**, при электролизе раствора **хлорида натрия** на катоде будет вос-станавливаться только водород из воды.  **2.** Если металл в соли – **средней активности (между Al3+ и Н+)**, то на катоде восстанавливается (**разряжается**) и **металл**, и **водород**, так как потенциал таких металлов сравним с потенциалом водорода:  **Men+ + nē → Me0**  **2H+2O +2ē → H20 + 2OH—**  **Например**, при электролизе раствора сульфата железа (II) на катоде будет восстанавливаться (**разряжаться**) и железо, и водород:  **Fe2+ + 2ē → Fe0**  **2H+2O +2ē → H20 + 2OH—**  **Анодные процессы:**  Положительно заряженный анод притягивает анионы и молекулы воды. Анод – окислитель. В качестве восстановителей выступаю либо анионы кислотных остаток, либо молекулы воды (за счет кислорода в степени окисления -2: **H**2**O**-2).  При электролизе растворов солей **на аноде** наблюдаются следующие закономерности:  **1.** Если на анод попадает **бескислородный кислотный остаток**, то он окисляется до свободного состояния (до степени окисления  0):  **неМе**n-**– nē = неМе**0  **Например**: при электролизе раствора хлорида натрия на аноде окисляют-ся хлорид-ионы:  **2Cl**—**– 2ē = Cl**20 |
| **Домашнее задание: Реши задачи письменно в тетради** | 1. В процессе электролиза 500 мл раствора гидроксида натрия с ω(NaОН) = 4,6% (ρ = 1,05 г/мл) массовая доля NaОН в растворе увеличилась до 10%. Вычислите объёмы газов (н.у.), выделившихся на электродах. 2. Какую массу свинца можно получить при электролизе 200г раствора нитрата свинца с массовой долей 10%? |

|  |  |
| --- | --- |
| **Рефлексия** | Запиши одно предложение:  - что узнал, чему научился\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  - что осталось непонятным\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  - над чем необходимо работать\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ |

|  |  |
| --- | --- |
| **Обратная связь от учителя** | **Сфотографируй свою работу отправь мне на проверку (Whats App …), либо на почту:** ………  **Желаю удачи! У тебя все получится!** |