

## ПЛАН УРОКА

Раздел: Электрический ток в различных средах.

Тема урока: Электрический ток в жидкостях. Законы Фарадея. Применение электролиза.

Цель:

1. Определить носители зарядов в растворах электролитов и их проводимость. Объяснить механизм электролиза. Рассмотреть применение электролиза в технике.
2. Развивать политехнический кругозор.
3. Воспитывать интерес к предмету.

Оборудование:

1. Гальваническая ванна с электродами.
2. Источник тока.
3. Амперметр.
4. Соединительные провода.
5. Ключ.
6. Реостат.
7. Раствор соды (соли, медного купороса).
8. Урок – Flash «Электрический ток в жидкостях».
9. Компьютер.
10. Мультимедийный проектор.
11. Раздаточный материал «Применение электролиза»

Литература:

1. Мякишев Г.Я., Буховцев Б.Б. «Физика 10», Москва «Просвещение», 2017г.
2. Шахмаев Н.М., Шахмаев С.М. «Физика 10», Москва «Просвещение», 2007г.
3. Дополнительный материал «Применение электролиза в технике».

Ход урока:

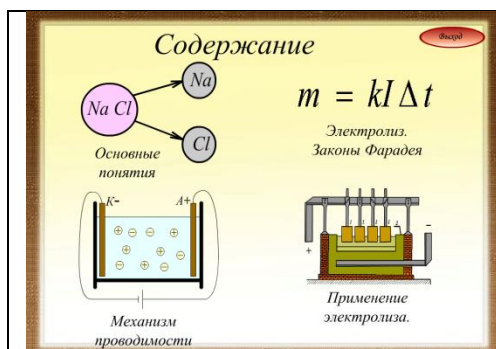
1. Организационная часть.

2. Повторение:

Устный опрос

1. Что является носителями заряда в металлах? Назвать проводимость металлов.
2. Что такое вакуум? Что является носителями заряда в вакууме? Какая проводимость в вакууме?
3. Рассказать устройство и принцип действия электронно – лучевой трубки.

3. Новый материал.



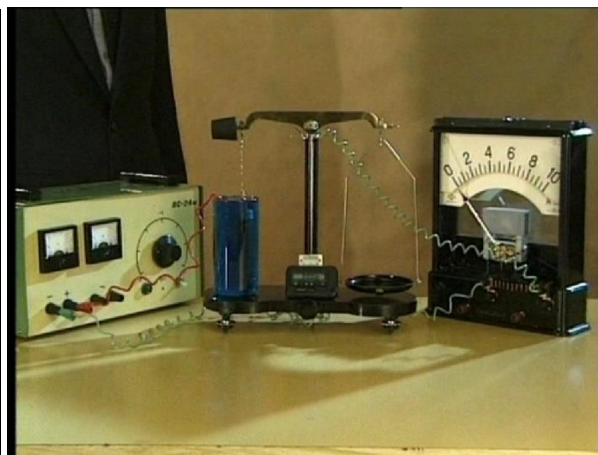
Введение.

Основные понятия.  
Механизм проводимости.  
Электролиз. Законы Фарадея.  
Применение электролиза

<p><b>Основные понятия</b></p> <p><b>Электролитическая диссоциация</b> - распад молекул на ионы</p>  <p><b>Рекомбинация</b> - объединение ионов разных знаков в молекулу</p>	<p><b>Основные понятия.</b>  <i>Работа в тетради</i>                      Электролитическая диссоциация – это распад молекул на ионы.                      Рекомбинация – это объединение ионов разных знаков в молекулу</p>
<p><b>Основные понятия</b></p>  <p>Ионы</p> <p>Электроды</p> <p>Гальваническая ванна</p> <p>Электролит</p>	<p><b>Основные понятия.</b>  <i>Работа в тетради</i>                      Электролит – это солевой раствор.</p>
<p><b>Механизм проводимости</b></p>  <p>К<sup>-</sup></p> <p>А<sup>+</sup></p> <p>Включить</p>	<p><b>Механизм проводимости.</b>  <i>Работа в тетради</i>                      Основные носители зарядов в электролитах – <u>ионы</u>.                      Проводимость электролитов – <u>ионная</u>.                      Схема ионной проводимости электролитов.</p>
<p><b>Электролиз</b></p> <p>Электролиз - это процесс выделения на электродах веществ, входящих в состав электролита</p> 	<p><b>Электролиз. Законы Фарадея.</b>  <i>Работа в тетради</i>                      Электролиз – это процесс выделения на электродах веществ, входящих в состав электролитов.</p>
<p><b>Законы Фарадея</b></p> <p><b>I закон Фарадея</b></p> <p>Масса вещества, выделившегося на электроде, прямопропорциональна силе тока и интервалу времени.</p> $m = kI \Delta t$	<p><b>Электролиз. Законы Фарадея.</b>  <i>Работа в тетради</i>  <b>I закон Фарадея:</b>                      Масса вещества, выделившегося на электроде прямопропорциональна силе тока и интервалу времени.  <math>m = k I \Delta t</math>                      k – (табл.)электрохимический эквивалент (кг/Кл)                      I – сила тока (А)                      Δt – интервал времени (с)                      Физический смысл k  <math>k = \frac{m}{I \Delta t}</math></p>

	<p>Электрохимический эквивалент численно равен массе вещества, выделившегося на электроде за 1с при прохождении тока 1А.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Законы Фарадея</b></p> <p style="text-align: center;"><i>II закон Фарадея</i></p> <p style="text-align: center;"><i>Электрохимический эквивалент зависит от природы вещества, т.е. от молярной массы вещества и его валентности</i></p> $k = \frac{1}{F} \frac{\mu}{n}$	<p><b>Электролиз. Законы Фарадея.</b></p> <p><i>Работа в тетради</i></p> <p><b>2 Закон Фарадея:</b></p> <p>Электрохимический эквивалент k зависит от природы вещества, т. е. от молярной массы вещества и его валентности.</p> $k = \frac{1}{F} \frac{\mu}{n}$ <p>где k – электрохимический эквивалент( кг/Кл)</p> <p>F - число Фарадея, <math>F = 9,63 \cdot 10^4 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}</math></p>
<p style="text-align: center;"><b>Применение электролиза в технике</b></p> <p style="text-align: center;"><i>Гальваностегия</i></p> <p style="text-align: center;"><i>Гальванопластика</i></p> <p style="text-align: center;"><i>Рафинирование</i></p> <p style="text-align: center;"><i>Электрометаллургия</i></p> <p style="text-align: center;"><i>Электролитическая полировка</i></p> <p style="text-align: center;"><i>Электрофорез</i></p>	<p><b>Применение электролиза</b></p> <p><i>Работа в тетради</i></p> <p>Гальваностегия</p> <p>Гальванопластика</p> <p>Рафинирование</p> <p>Электрометаллургия</p> <p>Электролитическая полировка</p> <p>Электрофорез</p>

**Просмотр DVD фрагментов**



<p>Схема установки</p> 	<p><b>Демонстрация опытов по электролизу:</b></p> <ol style="list-style-type: none"><li>1. Показать процесс электролиза. Обратит внимание на выделение на электродах веществ.</li><li>2. Поставить проблему: от чего зависит сопротивление раствора?</li><li>3. Демонстрируя опыты показать, что для сопротивления электролитов справедлива формула сопротивления металлических проводников. <math>R = \frac{\rho l}{S}</math></li><li>4. Повышая температуру раствора (подливая горячую воду) видим, что сопротивление электролита зависит и от температуры.</li></ol>
	<p><b>Самостоятельная работа</b> Заполнить таблицу «Применение электролиза»</p>
	<p><b>Домашнее задание:</b> Создание презентации «Применение электролиза»</p>