

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:

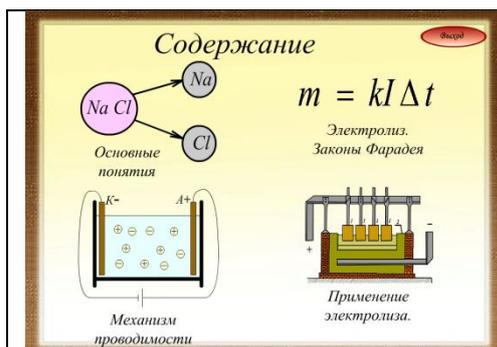
1. Организационная часть.

2. Повторение:

Устный опрос

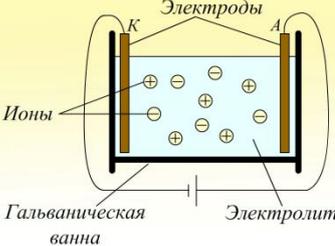
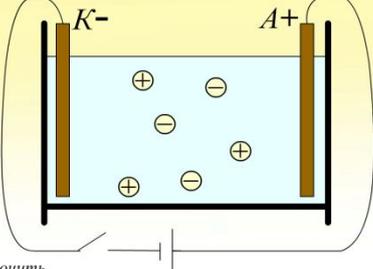
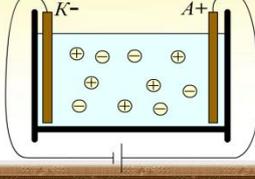
1. Что является носителями заряда в металлах? Назвать проводимость металлов.
2. Что такое вакуум? Что является носителями заряда в вакууме? Какая проводимость в вакууме?
3. Рассказать устройство и принцип действия электронно – лучевой трубки.

3. Новый материал.



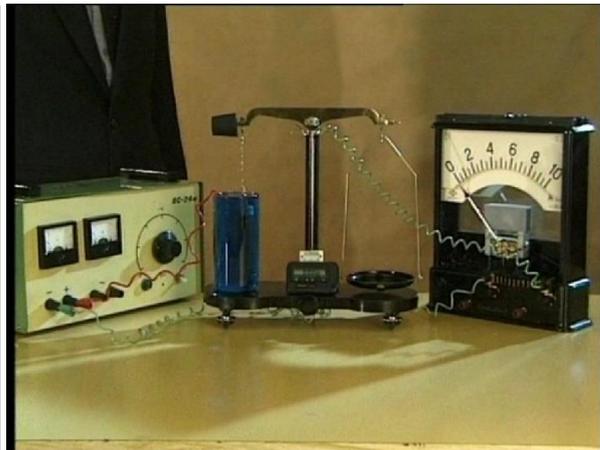
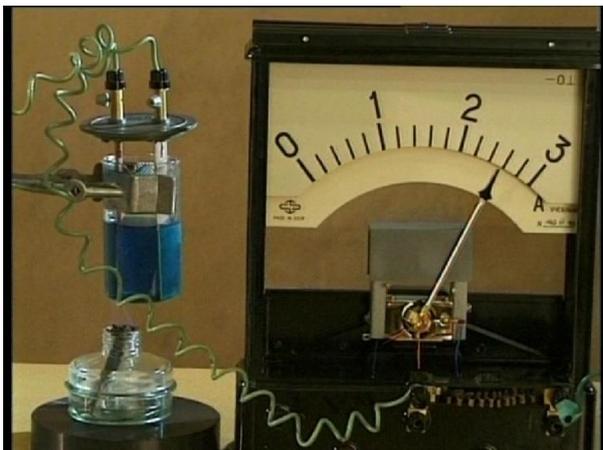
Введение.

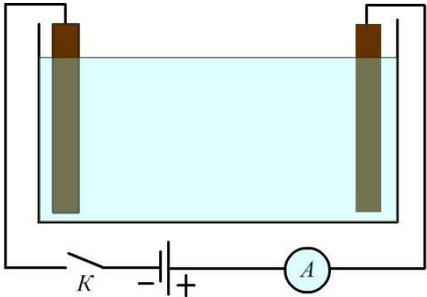
Основные понятия.
Механизм проводимости.
Электролиз. Законы Фарадея.
Применение электролиза

<p>Основные понятия</p> <p>Электролитическая диссоциация - распад молекул на ионы</p>  <p>Рекомбинация - объединение ионов разных знаков в молекулу</p>	<p>Основные понятия. <i>Работа в тетради</i> Электролитическая диссоциация – это распад молекул на ионы. Рекомбинация – это объединение ионов разных знаков в молекулу</p>
<p>Основные понятия</p>  <p>Ионы</p> <p>Гальваническая ванна</p> <p>Электроды</p> <p>Электролит</p>	<p>Основные понятия. <i>Работа в тетради</i> Электролит – это солевой раствор.</p>
<p>Механизм проводимости</p>  <p>К⁻</p> <p>А⁺</p> <p>Включить</p>	<p>Механизм проводимости. <i>Работа в тетради</i> Основные носители зарядов в электролитах – <u>ионы</u>. Проводимость электролитов – <u>ионная</u>. Схема ионной проводимости электролитов.</p>
<p>Электролиз</p> <p>Электролиз - это процесс выделения на электродах веществ, входящих в состав электролита</p>  <p>К⁻</p> <p>А⁺</p>	<p>Электролиз. Законы Фарадея. <i>Работа в тетради</i> Электролиз – это процесс выделения на электродах веществ, входящих в состав электролитов.</p>
<p>Законы Фарадея</p> <p><i>1 закон Фарадея</i></p> <p>Масса вещества, выделившегося на электроде, прямопропорциональна силе тока и интервалу времени.</p> $m = kI \Delta t$	<p>Электролиз. Законы Фарадея. <i>Работа в тетради</i> 1 Закон Фарадея: Масса вещества, выделившегося на электроде прямопропорциональна силе тока и интервалу времени. $m = k I \Delta t$ k – (табл.)электрохимический эквивалент (кг/Кл) I – сила тока (А) Δt – интервал времени (с) Физический смысл k $k = \frac{m}{I \Delta t}$</p>

	<p>Электрохимический эквивалент численно равен массе вещества, выделившегося на электроде за 1с при прохождении тока 1А.</p>
<p style="text-align: center;">Законы Фарадея</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>Электролиз. Законы Фарадея.</p> <p><i>Работа в тетради</i></p> <p>2 Закон Фарадея:</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, $F = 9,63 \cdot 10^4 \frac{Кл}{моль}$</p>
<p style="text-align: center;">Применение электролиза в технике</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>Применение электролиза</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>Демонстрация опытов по электролизу:</p> <ol style="list-style-type: none">1. Показать процесс электролиза. Обратить внимание на выделение на электродах веществ.2. Поставить проблему: от чего зависит сопротивление раствора?3. Демонстрируя опыты показать, что для сопротивления электролитов справедлива формула сопротивления металлических проводников. $R = \frac{\rho l}{S}$4. Повышая температуру раствора (подливая горячую воду) видим, что сопротивление электролита зависит и от температуры.
	<p>Самостоятельная работа Заполнить таблицу «Применение электролиза»</p>
	<p>Домашнее задание: Создание презентации «Применение электролиза»</p>