

# Электрический ток в электролитах



Презентацию подготовили  
студенты группы Р-69  
Авиационного техникума им. В. А.  
Казакова

Хохлов Александр, Якушеевич  
Артем

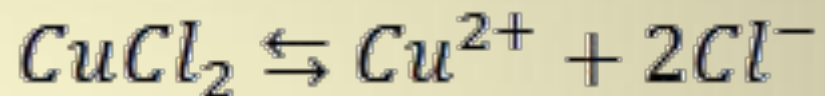
# Электролиты

**Электролитами** принято называть проводящие среды, в которых протекание электрического тока сопровождается переносом вещества. Носителями свободных зарядов в электролитах являются положительно и отрицательно заряженные ионы. К электролитам относятся многие соединения металлов в расплавленном состоянии, а также некоторые твердые вещества. Однако основными представителями электролитов, широко используемыми в технике, являются **водные растворы неорганических кислот, солей и оснований**.

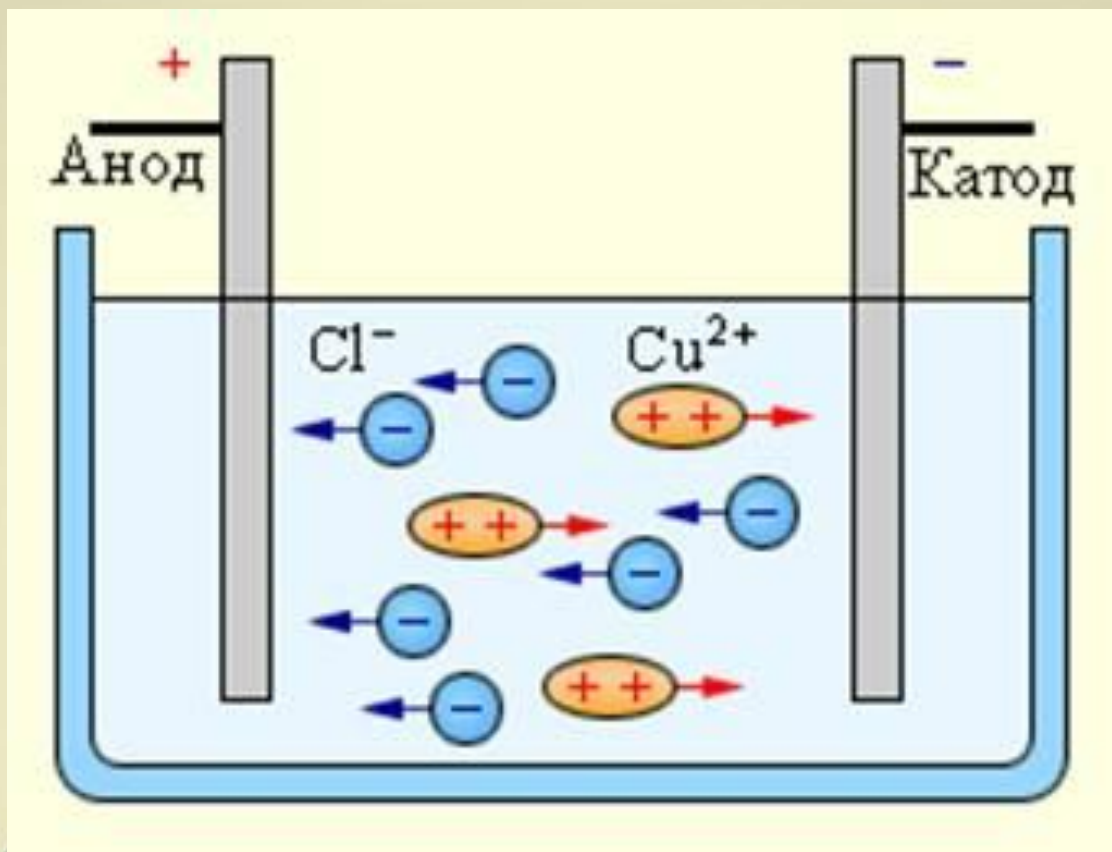
Прохождение электрического тока через электролит сопровождается выделением веществ на электродах. Это явление получило название **электролиза**.



Электрический ток в электролитах представляет собой перемещение ионов обоих знаков в противоположных направлениях. Положительные ионы движутся к отрицательному электроду (*катоду*), отрицательные ионы – к положительному электроду (*аноду*). Ионы обоих знаков появляются в водных растворах солей, кислот и щелочей в результате расщепления части нейтральных молекул. Это явление называется *электролитической диссоциацией*. Например, хлорид меди  $\text{CuCl}_2$  диссоциирует в водном растворе на ионы меди и хлора:

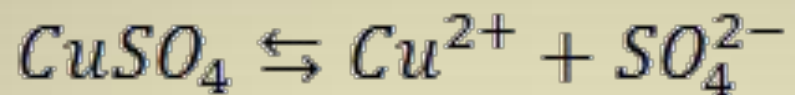


При подключении электродов к источнику тока ионы под действием электрического поля начинают упорядоченное движение: положительные ионы меди движутся к катоду, а отрицательно заряженные ионы хлора – к аноду



Достигнув катода, ионы меди нейтрализуются избыточными электронами катода и превращаются в нейтральные атомы, оседающие на катоде. Ионы хлора, достигнув анода, отдают по одному электрону. После этого нейтральные атомы хлора соединяются попарно и образуют молекулы хлора  $\text{Cl}_2$ . Хлор выделяется на аноде в виде пузырьков.

Диссоциация молекул сульфата меди происходит по следующей схеме



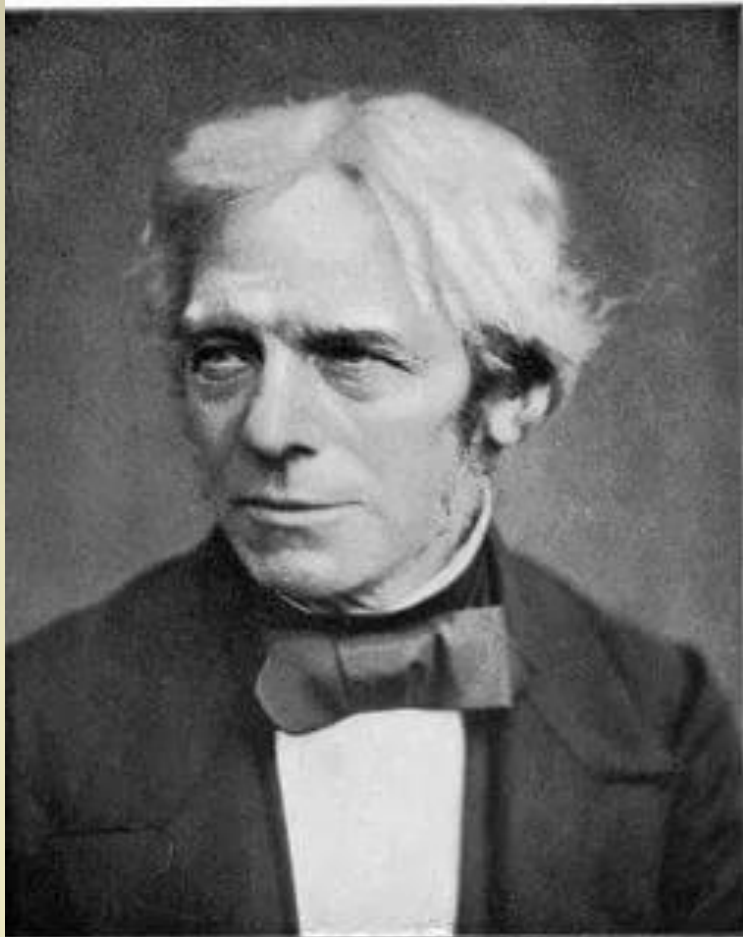
Нейтральные атомы меди отлагаются в виде твердого осадка на катоде. Таким путем можно получить химически чистую медь. Ион  $\text{SO}_4^{2-}$  отдает аноду два электрона и превращается в нейтральный радикал  $\text{SO}_4$  вступает во вторичную реакцию с медью на аноде:

Образовавшаяся молекула сульфата меди переходит в раствор.

Таким образом, при прохождении электрического тока через водный раствор сульфата меди происходит растворение медного анода и отложение меди на катоде. Концентрация раствора сульфата меди при этом не изменяется.



# Первый закон Фарадея для Электролиза



Если пропускать через раствор медного купороса электрический ток в течение определённого количества времени, то на катоде выделяется небольшое количество меди. Однако если пустить ток большей силы, за такое же количество времени на катоде образуется большее количество меди. При увеличении времени и одинаковой силе тока также увеличивается количество меди.



Фарадей установил взаимосвязь массы вещества, силы тока и времени. Математически эта взаимосвязь выражается следующим образом:

$$m = kIt$$

- где:
- $m$  – масса вещества;
- $k$  – электрохимический эквивалент;
- $I$  – сила тока;
- $t$  – время.



## Второй закон Фарадея для электролиза

Фарадей, пропуская электрический ток одинаковой силы через различные электролиты, заметил, что массы веществ на электродах неодинаковы. Взвесив выделившиеся вещества, Фарадей сделал вывод, что вес зависит от химической природы вещества. Например, на каждый грамм выделенного водорода приходилось 107,9 г серебра, 31,8 г меди, 29,35 г никеля

Для определённого количества электричества масса химического элемента, образовавшегося на электроде, прямо пропорциональна эквивалентной массе элемента. Она равна массе одного эквивалента – количеству вещества, реагирующему или замещающему 1 моль атомов водорода в химических реакциях



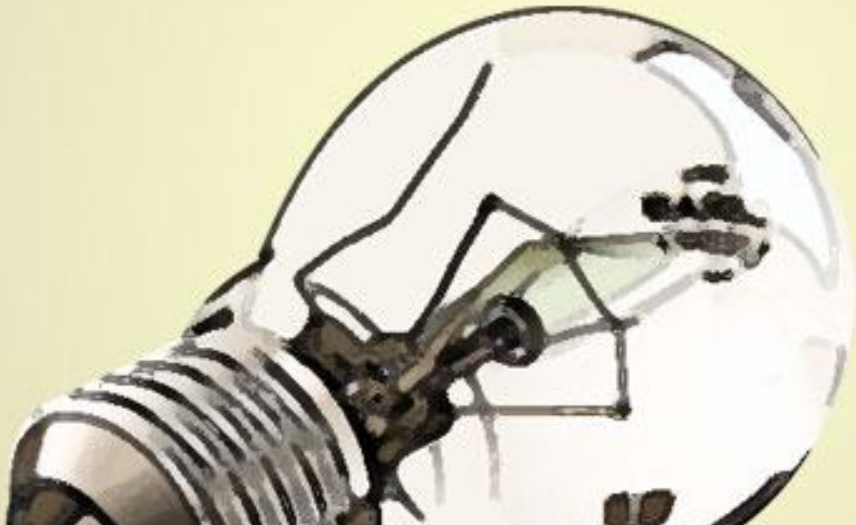


На основе этих данных он вывел:

Для определённого количества электричества масса химического элемента, образовавшегося на электроде, прямо пропорциональна эквивалентной массе элемента. Она равна массе одного эквивалента – количеству вещества, реагирующему или замещающему 1 моль атомов водорода в химических реакциях:

$$\mu_{eq} = \mu/z,$$

- $\mu$  – молярная масса вещества;
- $z$  – число электронов на один ион (валентное число ионов).



Для выделения одного моля эквивалента затрачивается одинаковое количество электричества – 96485 Кл/моль. Это число называется числом Фарадея и обозначается буквой  $F$ .

Согласно второму закону, электрохимический эквивалент прямо пропорционален эквивалентной массе вещества:

$$k = (1/F) \mu_{eq} \text{ или } k = (1/zF)\mu.$$



## Вывод

Фарадей, проводя реакцию электролиза разных веществ, вывел два закона. Согласно первому закону, масса вещества, осевшего на электрод, прямо пропорциональна количеству электричества, пропущенного через электролит:  $m = kq$ . Второй закон отражает взаимосвязь электрохимического эквивалента и эквивалентной массы вещества:  $k = (1/F) \mu_{eq}$ . Электрохимический эквивалент – количество выделившегося вещества при прохождении единицы электричества. Эквивалентная масса – количество вещества, реагирующее с 1 молем



Спасибо за внимание

