Жидкости, как и твёрдые тела, могут быть диэлектриками (например, дистиллированная вода), проводниками (например, растворы и расплавы электролитов: кислот, щелочей и солей) и полупроводниками (например, расплавленный селен, расплавы сульфидов и др).

**Электролитическая диссоциация**

При растворении электролитов под влиянием электрического поля полярных молекул воды происходит распад молекул электролитов на ионы.

Электролитическая диссоциация – это распад молекул на ионы под влиянием электрического поля полярных молекул воды.

Степень диссоциации – это доля в растворённом веществе молекул, распавшихся на ионы. Степень диссоциации зависит от температуры, концентрации раствора и электрических свойств растворителя.

С увеличением температуры степень диссоциации возрастает и, следовательно, увеличивается концентрация положительно и отрицательно заряженных ионов.

Ионы разных знаков при встрече могут снова объединиться в нейтральные молекулы.

При неизменных условиях в растворе устанавливается динамическое равновесие, при котором число молекул, распадающихся за секунду на ионы, равно числу пар ионов, которые за то же время вновь объединяются в нейтральные молекулы.

**Ионная проводимость**

Носителями заряда в водных растворах или расплавах электролитов являются положительно и отрицательно заряженные ионы.

Если сосуд с раствором электролита включить в электрическую цепь, то отрицательные ионы начнут двигаться к положительному электроду — аноду, а положительные — к отрицательному — катоду. В результате по цепи пойдёт электрический ток.

Ионная проводимость – это проводимость водных растворов или расплавов электролитов, которая осуществляется ионами.

Жидкости могут обладать и электронной проводимостью. Такой проводимостью обладают, например, жидкие металлы.

**Электролиз**

При ионной проводимости прохождение тока связано с переносом вещества. На электродах происходит выделение веществ, входящих в состав электролитов. На аноде отрицательно заряженные ионы отдают свои лишние электроны (в химии это называется окислительной реакцией), а на катоде положительные ионы получают недостающие электроны (восстановительная реакция).

Электролиз – это процесс выделения на электроде вещества, связанный с окислительно-восстановительными реакциями.

Масса выделившегося вещества равна произведению массы одного иона на число ионов, достигших электрода за определенное время:

*m*=*m*0*i*​*NI*​,

где m – масса выделившегося вещества,

*m*0*i*​ – масса одного иона,

*Ni*​ – число ионов, достигших электрода.

Масса иона равна отношению молярной массы вещества к числу ионов в одном моле (постоянная Авогадро):

*m*0*i*​=*NA*​*M*​,

где *m*0*i*​ – масса иона,

M – молярная масса вещества,

*NA*​ – число ионов в одном моле (постоянная Авогадро).

Число ионов, достигших электрода, определяется по формуле:

*Ni*​=*q*0*i*​Δ*q*​,

где  Δ*q*=*I*Δ*t* – заряд, прошедший через электролит за время  Δ*t*,

*q*0*i*​=*ne* – это заряд иона, который определяется валентностью атома (n – валентность, e – элементарный заряд).

Закон Фарадея: масса вещества, выделившегося на электроде за время  Δ*t*. при прохождении электрического тока, пропорциональна силе тока и времени:

*m*=*kI*Δ*t*,

где m – масса вещества,

k – электрохимический эквивалент вещества. Он численно равен массе вещества, выделившегося на электродах, при переносе ионами заряда, равного 1 Кл. Электрохимический эквивалент вещества выражают в килограммах на кулон (кг/Кл).

*k*=*eNA*​1​*nM*​=*F*1​*nM*​=*q*0​*m*0​​,

где *F*=*eNA*​=9,65⋅104 Кл/моль – постоянная Фарадея.

Значение модуля заряда электрона можно получить, используя формулы из этого параграфа. Оно оказывается равным *e*=1,6⋅10−19 Кл.

Электролиз широко применяют в технике для различных целей. Например, электролитическим способом покрывают поверхность одного металла тонким слоем другого (никелирование, хромирование, позолота и т. п.). Это прочное покрытие защищает поверхность от коррозии.