

Электрохимические процессы

Волобуев Максим Николаевич
vmn2007@ukr.net

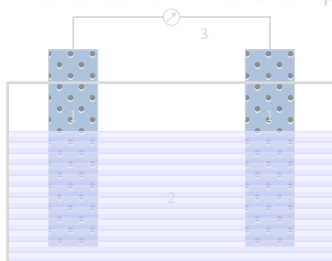
Сделано с использованием L^AT_EX

Кафедра общей и неорганической химии,
НТУ «ХПИ»

Харьков 2017

Основные понятия

- Электрохимические процессы сопровождаются взаимным переходом химической и электрической форм энергии
 - Гальванический элемент: химическая энергия превращается в электрическую
 - Электролизер: электрическая энергия превращается в химическую
- Ключевое понятие: электрохимическая система

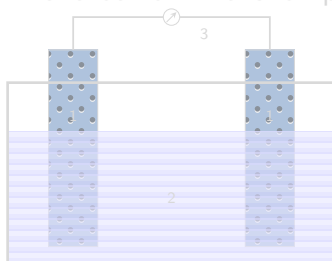


- 1 – электроды
 - 2 – раствор (расплав) электролита
 - 3 – внешняя цепь
- Внешняя цепь – проводник первого рода (электронная проводимость)
 Раствор – проводник второго рода (ионная проводимость)

- Электрод – граница раздела проводников 1-го и 2-го рода

Основные понятия

- Электрохимические процессы сопровождаются взаимным переходом химической и электрической форм энергии
 - **Гальванический элемент:** химическая энергия превращается в электрическую
 - Электролизер: электрическая энергия превращается в химическую
- Ключевое понятие: электрохимическая система



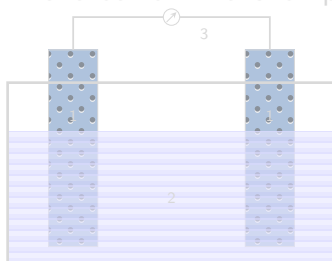
- 1 – электроды
- 2 – раствор (расплав) электролита
- 3 – внешняя цепь

Внешняя цепь – проводник первого рода (электронная проводимость)
 Раствор – проводник второго рода (ионная проводимость)

- Электрод – граница раздела проводников 1-го и 2-го рода

Основные понятия

- Электрохимические процессы сопровождаются взаимным переходом химической и электрической форм энергии
 - Гальванический элемент: химическая энергия превращается в электрическую
 - **Электролизер**: электрическая энергия превращается в химическую
- Ключевое понятие: электрохимическая система



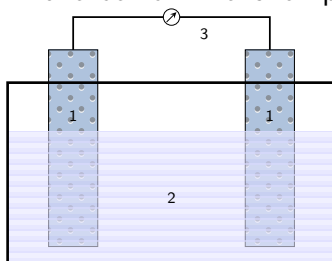
- 1 – электроды
- 2 – раствор (расплав) электролита
- 3 – внешняя цепь

Внешняя цепь – проводник первого рода (электронная проводимость)
 Раствор – проводник второго рода (ионная проводимость)

- Электрод – граница раздела проводников 1-го и 2-го рода

Основные понятия

- Электрохимические процессы сопровождаются взаимным переходом химической и электрической форм энергии
 - Гальванический элемент: химическая энергия превращается в электрическую
 - Электролизер: электрическая энергия превращается в химическую
- Ключевое понятие: электрохимическая система

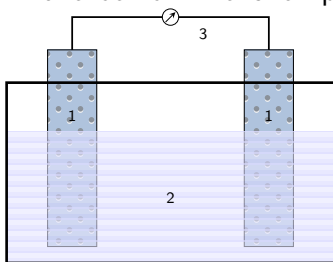


- 1 – электроды
 - 2 – раствор (раслав) электролита
 - 3 – внешняя цепь
- Внешняя цепь – проводник первого рода (электронная проводимость)
 Раствор – проводник второго рода (ионная проводимость)

- Электрод – граница раздела проводников 1-го и 2-го рода

Основные понятия

- Электрохимические процессы сопровождаются взаимным переходом химической и электрической форм энергии
 - Гальванический элемент: химическая энергия превращается в электрическую
 - Электролизер: электрическая энергия превращается в химическую
- Ключевое понятие: электрохимическая система

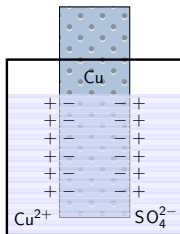


- 1 – электроды
 - 2 – раствор (раслав) электролита
 - 3 – внешняя цепь
- Внешняя цепь – проводник первого рода (электронная проводимость)
Раствор – проводник второго рода (ионная проводимость)

- **Электрод** – граница раздела проводников 1-го и 2-го рода

Стандартный электродный потенциал

- На поверхности электрода возникает двойной электрический слой



Медная пластина в растворе CuSO_4 :

В металле находятся атомы Cu

В растворе – ионы Cu^{2+} (и SO_4^{2-})

Ионы Cu^{2+} в раствор перейти могут, а электроны и атомы Cu – нет!

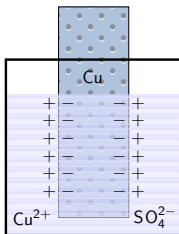
На границе устанавливается равновесие $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$ (ОВР!)

- Равновесие на электроде: электродный потенциал E
- Стандартный потенциал E° :

- Относится к стандартным условиям ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрация ионов – 1 моль/л)
- E° системы $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ равен нулю (договор!)
- E° металлов $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ измерены относительно водородного электрода: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$

Стандартный электродный потенциал

- На поверхности электрода возникает двойной электрический слой



Медная пластина в растворе CuSO_4 :

В металле находятся атомы Cu

В растворе – ионы Cu^{2+} (и SO_4^{2-})

Ионы Cu^{2+} в раствор перейти могут, а электроны и атомы Cu – нет!

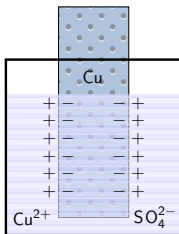
На границе устанавливается равновесие $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$ (ОВР!)

- Равновесие на электроде: **электродный потенциал** E
- Стандартный потенциал E° :

- Относится к стандартным условиям ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрация ионов – 1 моль/л)
- E° системы $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ равен нулю (договор!)
- E° металлов $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ измерены относительно водородного электрода: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$

Стандартный электродный потенциал

- На поверхности электрода возникает двойной электрический слой



Медная пластина в растворе CuSO_4 :

В металле находятся атомы Cu

В растворе – ионы Cu^{2+} (и SO_4^{2-})

Ионы Cu^{2+} в раствор перейти могут, а электроны и атомы Cu – нет!

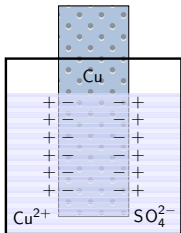
На границе устанавливается равновесие $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$ (ОВР!)

- Равновесие на электроде: **электродный потенциал** E
- Стандартный потенциал E° :

- Относится к стандартным условиям ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрация ионов – 1 моль/л)
- E° системы $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ равен нулю (договор!)
- E° металлов $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ измерены относительно водородного электрода: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$

Стандартный электродный потенциал

- На поверхности электрода возникает двойной электрический слой



Медная пластина в растворе CuSO_4 :

В металле находятся атомы Cu

В растворе – ионы Cu^{2+} (и SO_4^{2-})

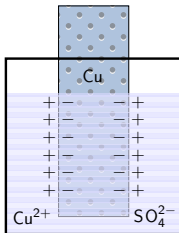
Ионы Cu^{2+} в раствор перейти могут, а электроны и атомы Cu – нет!

На границе устанавливается равновесие $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$ (ОВР!)

- Равновесие на электроде: **электродный потенциал** E
- Стандартный потенциал E° :
 - Относится к стандартным условиям ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрация ионов – 1 моль/л)
 - E° системы $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ равен нулю (договор!)
 - E° металлов $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ измерены относительно водородного электрода: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$

Стандартный электродный потенциал

- На поверхности электрода возникает двойной электрический слой



Медная пластина в растворе CuSO_4 :

В металле находятся атомы Cu

В растворе – ионы Cu^{2+} (и SO_4^{2-})

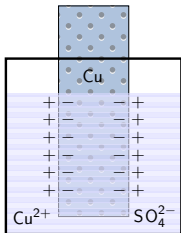
Ионы Cu^{2+} в раствор перейти могут, а электроны и атомы Cu – нет!

На границе устанавливается равновесие $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$ (ОВР!)

- Равновесие на электроде: **электродный потенциал** E
- Стандартный потенциал E° :
 - Относится к стандартным условиям ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрация ионов – 1 моль/л)
 - E° системы $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ равен нулю (договор!)
 - E° металлов $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ измерены относительно водородного электрода: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$

Стандартный электродный потенциал

- На поверхности электрода возникает двойной электрический слой



Медная пластина в растворе CuSO_4 :

В металле находятся атомы Cu

В растворе – ионы Cu^{2+} (и SO_4^{2-})

Ионы Cu^{2+} в раствор перейти могут, а электроны и атомы Cu – нет!

На границе устанавливается равновесие $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$ (ОВР!)

- Равновесие на электроде: **электродный потенциал** E
- Стандартный потенциал E° :
 - Относится к стандартным условиям ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрация ионов – 1 моль/л)
 - E° системы $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ равен нулю (договор!)
 - E° металлов $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ измерены относительно водородного электрода: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$

Активность и благородство металлов

- **Ряд активности металлов:** упорядоченные по возрастанию стандартного потенциала металлы

Li	K	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	Ag
-3,04	-2,93	-1,66	-1,18	-0,76	0	0,34	0,79

- Чем ниже потенциал, тем выше восстановительная активность металла
 - металлы с $E^\circ < -1,66$ В – активные
 - металлы с $E^\circ > 0$ В – благородные
- Полезные правила, связанные с потенциалом
 - активные металлы реагируют с H₂O без нагревания
 - благородные металлы не реагируют с неокисляющими кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
 - более активный металл вытесняет менее активный из его солей: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Активность и благородство металлов

- Ряд активности металлов: упорядоченные по возрастанию стандартного потенциала металлы

Li	K	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	Ag
-3,04	-2,93	-1,66	-1,18	-0,76	0	0,34	0,79

- Чем ниже потенциал, тем выше восстановительная активность металла

- металлы с $E^\circ < -1,66$ В – активные
- металлы с $E^\circ > 0$ В – благородные

- Полезные правила, связанные с потенциалом

- активные металлы реагируют с H₂O без нагревания
- благородные металлы не реагируют с неокисляющими кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
- более активный металл вытесняет менее активный из его солей: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Активность и благородство металлов

- Ряд активности металлов: упорядоченные по возрастанию стандартного потенциала металлы

Li	K	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	Ag
-3,04	-2,93	-1,66	-1,18	-0,76	0	0,34	0,79

- Чем ниже потенциал, тем выше восстановительная активность металла

- металлы с $E^{\circ} < -1,66$ В – активные
- металлы с $E^{\circ} > 0$ В – благородные
- Полезные правила, связанные с потенциалом
 - активные металлы реагируют с H₂O без нагревания
 - благородные металлы не реагируют с неокисляющими кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
 - более активный металл вытесняет менее активный из его солей: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Активность и благородство металлов

- Ряд активности металлов: упорядоченные по возрастанию стандартного потенциала металлы

Li	K	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	Ag
-3,04	-2,93	-1,66	-1,18	-0,76	0	0,34	0,79

- Чем ниже потенциал, тем выше восстановительная активность металла

- металлы с $E^\circ < -1,66$ В – активные
- металлы с $E^\circ > 0$ В – **благородные**

- Полезные правила, связанные с потенциалом

- активные металлы реагируют с H₂O без нагревания
- благородные металлы не реагируют с неокисляющими кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
- более активный металл вытесняет менее активный из его солей: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Активность и благородство металлов

- Ряд активности металлов: упорядоченные по возрастанию стандартного потенциала металлы

Li	K	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	Ag
-3,04	-2,93	-1,66	-1,18	-0,76	0	0,34	0,79

- Чем ниже потенциал, тем выше восстановительная активность металла
 - металлы с $E^{\circ} < -1,66$ В – активные
 - металлы с $E^{\circ} > 0$ В – благородные
- Полезные правила, связанные с потенциалом
 - активные металлы реагируют с H₂O без нагревания
 - благородные металлы не реагируют с неокисляющими кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} \nrightarrow$
 - более активный металл вытесняет менее активный из его солей: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Активность и благородство металлов

- Ряд активности металлов: упорядоченные по возрастанию стандартного потенциала металлы

Li	K	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	Ag
-3,04	-2,93	-1,66	-1,18	-0,76	0	0,34	0,79

- Чем ниже потенциал, тем выше восстановительная активность металла
 - металлы с $E^{\circ} < -1,66$ В – активные
 - металлы с $E^{\circ} > 0$ В – благородные
- Полезные правила, связанные с потенциалом
 - активные металлы реагируют с H₂O без нагревания
 - благородные металлы не реагируют с неокисляющими кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} \nrightarrow$
 - более активный металл вытесняет менее активный из его солей: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Активность и благородство металлов

- Ряд активности металлов: упорядоченные по возрастанию стандартного потенциала металлы

Li	K	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	Ag
-3,04	-2,93	-1,66	-1,18	-0,76	0	0,34	0,79

- Чем ниже потенциал, тем выше восстановительная активность металла
 - металлы с $E^\circ < -1,66$ В – активные
 - металлы с $E^\circ > 0$ В – благородные
- Полезные правила, связанные с потенциалом
 - активные металлы реагируют с H₂O без нагревания
 - благородные металлы не реагируют с неокисляющими кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
 - более активный металл вытесняет менее активный из его солей: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Активность и благородство металлов

- Ряд активности металлов: упорядоченные по возрастанию стандартного потенциала металлы

Li	K	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	Ag
-3,04	-2,93	-1,66	-1,18	-0,76	0	0,34	0,79

- Чем ниже потенциал, тем выше восстановительная активность металла
 - металлы с $E^{\circ} < -1,66$ В – активные
 - металлы с $E^{\circ} > 0$ В – благородные
- Полезные правила, связанные с потенциалом
 - активные металлы реагируют с H₂O без нагревания
 - благородные металлы не реагируют с неокисляющими кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} \nrightarrow$
 - более активный металл вытесняет менее активный из его солей: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Вычисление электродного потенциала

- Потенциал электрода может изменяться в зависимости от условий (p , T , c , ...)
- Уравнение Нернста

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – число электронов в электродном процессе
- $F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея

- Другая форма уравнения Нернста

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298 \text{ K})$$

- Например, потенциал медной пластины в растворе CuSO_4 с концентрацией 0,01 моль/л равен:

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 \approx +0,28 \text{ В.}$$

Вычисление электродного потенциала

- Потенциал электрода может изменяться в зависимости от условий (p , T , c , ...)
- **Уравнение Нернста**

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – число электронов в электродном процессе
- $F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея
- Другая форма уравнения Нернста

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298 \text{ K})$$
- Например, потенциал медной пластины в растворе CuSO_4 с концентрацией 0,01 моль/л равен:

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 \approx +0,28 \text{ В.}$$

Вычисление электродного потенциала

- Потенциал электрода может изменяться в зависимости от условий (p , T , c , ...)
- **Уравнение Нернста**

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – число электронов в электродном процессе
- $F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея
- Другая форма уравнения Нернста

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298 \text{ К})$$
- Например, потенциал медной пластины в растворе CuSO_4 с концентрацией 0,01 моль/л равен:

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 \approx +0,28 \text{ В.}$$

Вычисление электродного потенциала

- Потенциал электрода может изменяться в зависимости от условий (p , T , c , ...)
- **Уравнение Нернста**

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – число электронов в электродном процессе
- $F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея
- Другая форма уравнения Нернста

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298 \text{ К})$$
- Например, потенциал медной пластины в растворе CuSO_4 с концентрацией 0,01 моль/л равен:

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 \approx +0,28 \text{ В.}$$

Вычисление электродного потенциала

- Потенциал электрода может изменяться в зависимости от условий (p , T , c , ...)
- Уравнение Нернста

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – число электронов в электродном процессе
- $F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея
- Другая форма уравнения Нернста

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298 \text{ К})$$
- Например, потенциал медной пластины в растворе CuSO_4 с концентрацией 0,01 моль/л равен:

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 \approx +0,28 \text{ В.}$$

Вычисление электродного потенциала

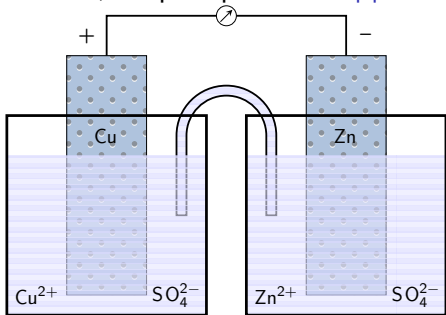
- Потенциал электрода может изменяться в зависимости от условий (p , T , c , ...)
- Уравнение Нернста

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

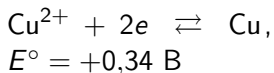
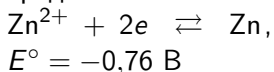
- n – число электронов в электродном процессе
- $F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея
- Другая форма уравнения Нернста
$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298 \text{ К})$$
- Например, потенциал медной пластины в растворе CuSO_4 с концентрацией 0,01 моль/л равен:
$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 \approx +0,28 \text{ В.}$$

Гальванический элемент: определения

- Соединенные электроды образуют гальванический элемент, например элемент Даниэля-Якоби



Равновесия на электродах:



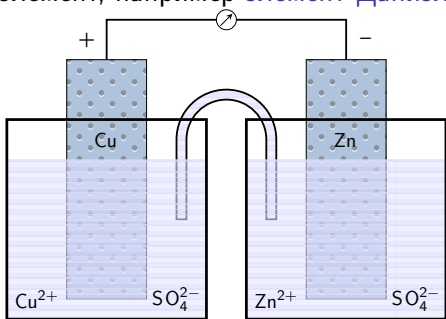
- Схема гальванического элемента
 - Электрод с большим потенциалом – катод
 - Электрод с меньшим потенциалом – анод
 - $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ – схема элемента

анод

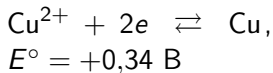
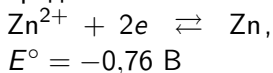
катод

Гальванический элемент: определения

- Соединенные электроды образуют гальванический элемент, например элемент Даниэля-Якоби



Равновесия на электродах:

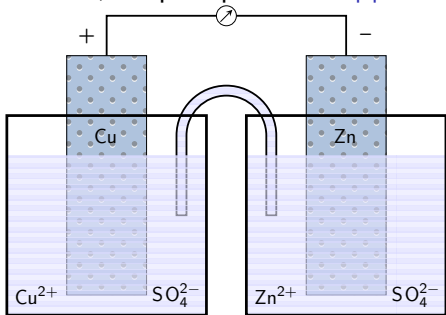


- Схема гальванического элемента

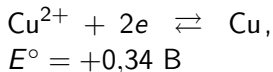
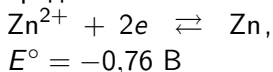
- Электрод с большим потенциалом – **катод**
 - Электрод с меньшим потенциалом – **анод**
 - $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ – схема элемента
- анод катод

Гальванический элемент: определения

- Соединенные электроды образуют гальванический элемент, например элемент Даниэля-Якоби



Равновесия на электродах:



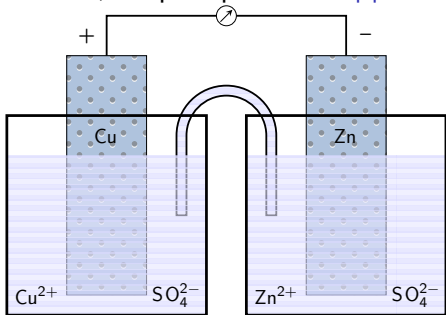
- Схема гальванического элемента

- Электрод с большим потенциалом – **катод**
- Электрод с меньшим потенциалом – **анод**
- $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ – схема элемента

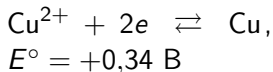
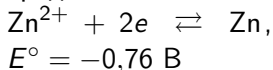


Гальванический элемент: определения

- Соединенные электроды образуют гальванический элемент, например элемент Даниэля-Якоби



Равновесия на электродах:



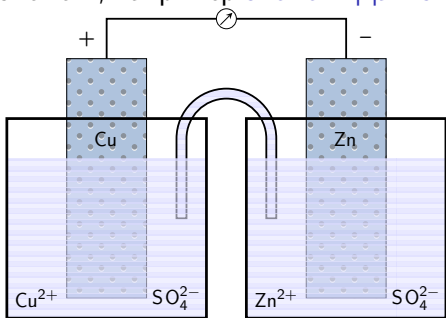
- Схема гальванического элемента

- Электрод с большим потенциалом – **катод**
- Электрод с меньшим потенциалом – **анод**
- $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ – схема элемента

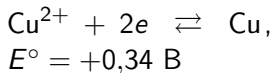
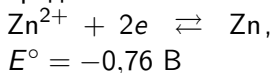


Гальванический элемент: определения

- Соединенные электроды образуют гальванический элемент, например элемент Даниэля-Якоби



Равновесия на электродах:



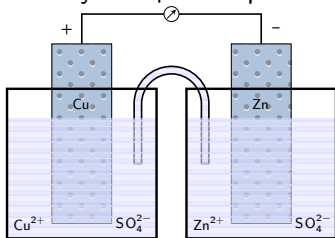
- Схема гальванического элемента
 - Электрод с большим потенциалом – **катод**
 - Электрод с меньшим потенциалом – **анод**
 - $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ – схема элемента

анод

катод

Гальванический элемент: функционирование

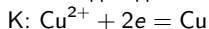
- Замкнутая цепь: заряженные частицы начинают двигаться



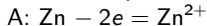
Электроны во внешней цепи двигаются от анода к катоду.

Анионы в растворе двигаются от катода к аноду.

На катоде идёт восстановление:



На аноде протекает окисление:



- Суммарное уравнение реакции:

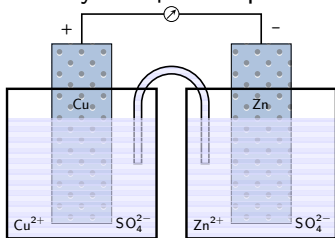


- Важнейшая характеристика – ЭДС:

$$\varepsilon \equiv \Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$$

Гальванический элемент: функционирование

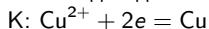
- Замкнутая цепь: заряженные частицы начинают двигаться



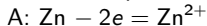
Электроны во внешней цепи двигаются от анода к катоду.

Анионы в растворе двигаются от катода к аноду.

На катоде идёт восстановление:



На аноде протекает окисление:



- Суммарное уравнение реакции:

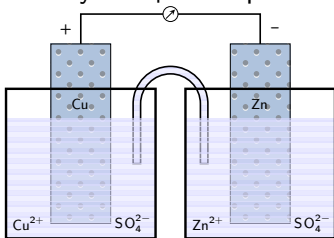


- Важнейшая характеристика – ЭДС:

$$\varepsilon \equiv \Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$$

Гальванический элемент: функционирование

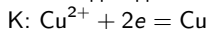
- Замкнутая цепь: заряженные частицы начинают двигаться



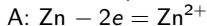
Электроны во внешней цепи двигаются от анода к катоду.

Анионы в растворе двигаются от катода к аноду.

На катоде идёт восстановление:



На аноде протекает окисление:



- Суммарное уравнение реакции:

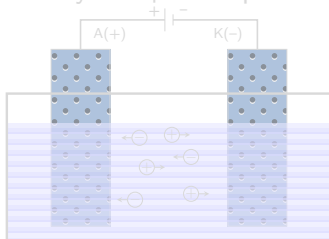


- Важнейшая характеристика – ЭДС:

$$\varepsilon \equiv \Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$$

Электролиз: определения

- Электролиз – совокупность процессов, протекающих в системе при прохождении через неё постоянного электрического тока от внешнего источника
- Замкнутая цепь: заряженные частицы начинают двигаться



Анионы движутся к **аноду**

Катионы движутся к **катоду**

Пример для расплава NaCl:

К: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ – восстановление

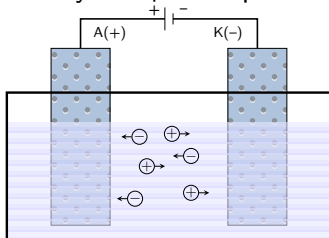
А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ – окисление

Суммарно: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл-з}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

- При электролизе катод заряжен отрицательно, а в гальваническом элементе – положительно

Электролиз: определения

- Электролиз – совокупность процессов, протекающих в системе при прохождении через неё постоянного электрического тока от внешнего источника
- Замкнутая цепь: заряженные частицы начинают двигаться



Анионы движутся к **аноду**

Катионы движутся к **катоду**

Пример для расплава NaCl:

К: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ – восстановление

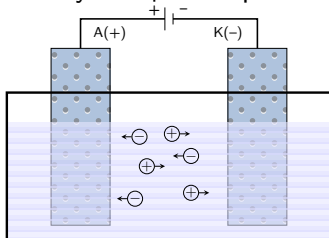
А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ – окисление

Суммарно: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл-з}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

- При электролизе катод заряжен отрицательно, а в гальваническом элементе – положительно

Электролиз: определения

- Электролиз – совокупность процессов, протекающих в системе при прохождении через неё постоянного электрического тока от внешнего источника
- Замкнутая цепь: заряженные частицы начинают двигаться



Анионы движутся к **аноду**

Катионы движутся к **катоду**

Пример для расплава NaCl:

К: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ – восстановление

А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ – окисление

Суммарно: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл-з}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

- При электролизе катод заряжен отрицательно, а в гальваническом элементе – положительно

- Количественная характеристика электролиза: **закон Фарадея**

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- M – молярная масса, I – сила тока, t – время, F – постоянная Фарадея, n – количество электронов, ВТ – выход по току (в долях единицы!)
- Если выделяются газы, формула может быть записана для объёма:

$$V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Произведение $I \cdot t$ – количество электричества Q :

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot Q}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Q одинаково для катода и анода, а ВТ – не всегда!

- Количественная характеристика электролиза: **закон Фарадея**

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- M – молярная масса, I – сила тока, t – время, F – постоянная Фарадея, n – количество электронов, ВТ – выход по току (в долях единицы!)
- Если выделяются газы, формула может быть записана для объёма:

$$V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Произведение $I \cdot t$ – количество электричества Q :

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot Q}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Q одинаково для катода и анода, а ВТ – не всегда!

- Количественная характеристика электролиза: **закон Фарадея**

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- M – молярная масса, I – сила тока, t – время, F – постоянная Фарадея, n – количество электронов, ВТ – выход по току (в долях единицы!)
- Если выделяются газы, формула может быть записана для объёма:

$$V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Произведение $I \cdot t$ – количество электричества Q :

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot Q}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Q одинаково для катода и анода, а ВТ – не всегда!

- Количественная характеристика электролиза: **закон Фарадея**

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- M – молярная масса, I – сила тока, t – время, F – постоянная Фарадея, n – количество электронов, ВТ – выход по току (в долях единицы!)
- Если выделяются газы, формула может быть записана для объёма:

$$V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Произведение $I \cdot t$ – количество электричества Q :

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot Q}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Q одинаково для катода и анода, а ВТ – не всегда!

- Количественная характеристика электролиза: **закон Фарадея**

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- M – молярная масса, I – сила тока, t – время, F – постоянная Фарадея, n – количество электронов, ВТ – выход по току (в долях единицы!)
- Если выделяются газы, формула может быть записана для объёма:

$$V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Произведение $I \cdot t$ – количество электричества Q :

$$m(A) = \frac{M(A) \cdot Q}{nF} \cdot \text{ВТ}$$

- Q одинаково для катода и анода, а ВТ – не всегда!

Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

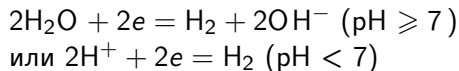
Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

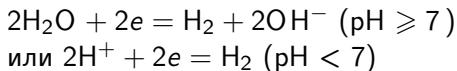
$$E^\circ < -1,66 \text{ В}$$



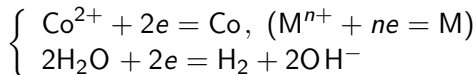
Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

$$E^\circ < -1,66 \text{ В}$$



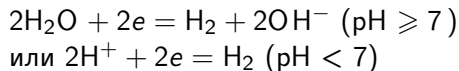
$$-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$$



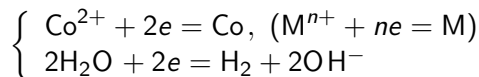
Электролиз: процессы на катоде

- Электролиз растворов: появляются конкурирующие ионы H^+ и OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоде протекает процесс с наибольшим потенциалом
- Все металлы делят на 3 группы
 - Металлы с $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (левее Al)
 - Металлы с $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правее H)
 - Металлы с $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процессы на катоде:

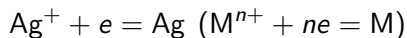
$$E^\circ < -1,66 \text{ В}$$



$$-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$$



$$E^\circ > 0 \text{ В}$$



Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23$ В
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66$ В) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя
 - $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $2\text{H}_2\text{O} - 2e = \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (**активный** или **растворимый анод**)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя
 - $\text{pH} < 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя
 - $\text{pH} < 7: 2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7: 4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя
 - $\text{pH} \leq 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
 - $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 - $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окисление растворителя
 - $\text{pH} \leq 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Электролиз: процессы на аноде

- На аноде протекает процесс с наименьшим потенциалом
- Окислению может подвергаться материал анода (активный или растворимый анод)
 - реакция $M - ne = M^{n+}$ протекает для металлов с $E^\circ < 1,23 \text{ В}$
 - для активных металлов ($E^\circ < -1,66 \text{ В}$) растворимый анод не существует!
 - анод из благородного металла (Au, Pt) или графита не окисляется
- Конкурирующие процессы на аноде:
 - Окисление ионов электролита
$$2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2 \quad (\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$$
$$2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$$
 - Окисление растворителя
 - $\text{pH} \leq 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$