



**Электролиз – ОВ процесс, протекающий при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.**

## **Электролизная система состоит из:**

- ✓ электролизер (электролитическая ванна),**
- ✓ электроды (инертные или активные),**
- ✓ электролит (раствор или расплав),**
- ✓ источник постоянного тока.**

**Катод** – электрод, подключенный к «**-**» полюсу внешнего источника тока, на нем идут процессы **восстановления**.

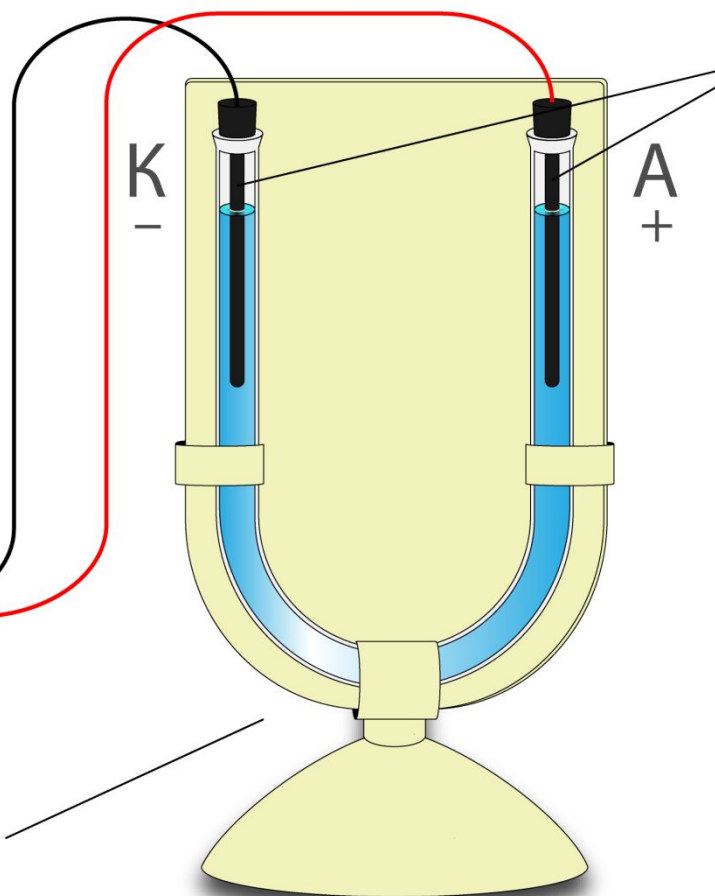
**Анод** – электрод, подключенный к «**+**» полюсу внешнего источника тока, на нем идут процессы **окисления**.

## ЛР 3, опыт № 3

Источник  
постоянного тока



Графитовые  
электроды



Электролизер

При отсутствии внешнего электрического поля ионы находятся в беспорядочном движении.

При прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита движение ионов станет направленным: **положительные ионы (катионы) будут двигаться к катоду, отрицательные (анионы) – к аноду.**

## **Характер протекания электродных процессов при электролизе зависит от:**

- ✓ **состава электролита;**
- ✓ **pH среды;**
- ✓ **концентрации ионов электролита;**
- ✓ **материала электродов;**
- ✓ **режима электролиза (температуры, напряжения, плотности тока).**

# Электролиз растворов электролитов

В процессах на электродах могут участвовать частицы вещества, молекулы или ионы воды.

## ПРАВИЛА ЭЛЕКТРОЛИЗА



### Катодные процессы:

**1.** Катионы активных Me **от Li до Al** из водных растворов **не** восстанавливаются. Происходит выделение  $\text{H}_2$  из молекул  $\text{H}_2\text{O}$  или ионов  $\text{H}^+$  (в зависимости от pH).

**2.** Катионы Me средней активности **от Mn до H** восстанавливаются, но одновременно с молекулами  $\text{H}_2\text{O}$  или ионами  $\text{H}^+$ .

Происходит осаждение металла и выделение  $\text{H}_2$ .

***Процесс выделения металла является преобладающим.***



**3.** Катионы малоактивных Me, расположенные в ряду напряжений **после Н**, восстанавливаются.

***Примечание:***

Если в р-ре или расплаве электролита одновременно находятся катионы нескольких Me и их концентрации примерно одинаковы, то при электролизе первыми восстанавливаются катионы Me с большим значением  $\varphi$ .

Так, из смеси катионов **Ag<sup>+</sup>**, **Cu<sup>2+</sup>**, **Fe<sup>2+</sup>** сначала будут восстанавливаться **Ag<sup>+</sup>** ( $\varphi^0 = 0,79$  В), затем **Cu<sup>2+</sup>** ( $\varphi^0 = 0,34$  В) и последними **Fe<sup>2+</sup>** ( $\varphi^0 = -0,44$  В).

## **Анодные процессы:**

Характер анодных процессов определяется **материалом анода.**

При использовании **активного** анода (**любой Me**, кроме **Au** и **Pt**) окисляется материал анода вне зависимости от характера частиц, находящихся у электрода.

**Инертные** электроды (**C**, **Pt**, **Au**) в процессе электролиза химически не изменяются, а служат лишь для передачи электронов во внешнюю цепь.

При использовании **инертного** анода на нем идут процессы окисления.

1. Простые анионы ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ) окисляются без участия кислорода.

2. Сложные **кислородсодержащие** анионы и анион  $\text{F}^-$  из водных растворов не окисляются. Происходит выделение  $\text{O}_2$  из молекул  $\text{H}_2\text{O}$  или ионов  $\text{OH}^-$ .

## Катодные процессы в водных растворах

Li... Al	Mn до H	после H
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ <p style="text-align: center;"><i>если pH ≥ 7</i></p> $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ <p style="text-align: center;"><i>если pH &lt; 7</i></p>	<p>1) <math>\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0</math> – <i>основная реакция,</i>  <math>2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-</math> (pH ≥ 7) –  <i>побочная реакция</i></p> <p>2) <math>\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0</math> – <i>основная реакция,</i>  <math>2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2</math> (pH &lt; 7) – <i>побочная реакция</i></p>	$\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0$

## Анодные процессы в водных растворах

Растворимый анод (Me)	Нерастворимый анод (C, Pt, Au)	
	<i>Кислотные остатки</i>	
	<i>бескислородных кислот</i>	<i>кислородсодержащих кислот, F<sup>-</sup></i>
$\text{Me}^0 - ne^- = \text{Me}^{n+}$	$2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$ $2\text{Br}^- - 2e^- = \text{Br}_2$ $2\text{I}^- - 2e^- = \text{I}_2$ $\text{S}^{2-} - 2e^- = \text{S}$	$2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ , <i>если pH ≤ 7</i>  $4\text{OH}^- - 4e^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , <i>если pH &gt; 7</i>

**!!!**

## **Катодный процесс:**

**зависит только от активности катиона металла.**

## **Анодный процесс:**

**зависит в первую очередь от материала анода;**  
**если анод нерастворимый – зависит от кислотного остатка.**

При записи **схемы электролиза** указывается материал электродов, заряды электродов. **Отрицательный** электрод (**катод**) принято изображать **слева**, **положительный** (**анод**) – **справа**. Вертикальная черта обозначает границу раздела фаз «электрод – раствор». Указывается состав раствора электролита, значение pH.

**Если в исходных данных не указано значение pH водного раствора соли, раствор считается нейтральным (pH = 7).**

Электрод	Электродные реакции	$\phi^0$ , В
Li <sup>+</sup> /Li	Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Li	-3,045
K <sup>+</sup> /K	K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = K	-2,925
Ca <sup>2+</sup> /Ca	Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ca	-2,866
Na <sup>+</sup> /Na	Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Na	-2,714
Mg <sup>2+</sup> /Mg	Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Mg	-2,363
Al <sup>3+</sup> /Al	Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Al	-1,662
Mn <sup>2+</sup> /Mn	Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Mn	-1,179
Zn <sup>2+</sup> /Zn	Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Zn	-0,763
Cr <sup>3+</sup> /Cr	Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Cr	-0,744
Fe <sup>2+</sup> /Fe	Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Fe	-0,440
Cd <sup>2+</sup> /Cd	Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Cd	-0,403
Co <sup>2+</sup> /Co	Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Co	-0,277
Ni <sup>2+</sup> /Ni	Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ni	-0,250
Sn <sup>2+</sup> /Sn	Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Sn	-0,136
Pb <sup>2+</sup> /Pb	Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Pb	-0,126
Fe <sup>3+</sup> /Fe	Fe <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Fe	-0,036
<b>H<sup>+</sup>/½H<sub>2</sub></b>	<b>H<sup>+</sup> + e<sup>-</sup> = ½ H<sub>2</sub></b>	<b>0,000</b>
<b>Cu<sup>2+</sup>/Cu</b>	<b>Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> = Cu</b>	<b>+0,337</b>
Fe <sup>3+</sup> /Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup> + e <sup>-</sup> = Fe <sup>2+</sup>	+0,770
Ag <sup>+</sup> /Ag	Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Ag	+0,799
Hg <sup>2+</sup> /Hg	Hg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Hg	+0,854
Au <sup>3+</sup> /Au	Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Au	+1,498

### Катодные процессы в водных растворах

Li...Al	Mn до H	после H
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ , если $\text{pH} \geq 7$  $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ , если $\text{pH} < 7$	1) $\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0$ – основная реакция, $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ( $\text{pH} \geq 7$ ) – побочная реакция  2) $\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0$ – основная реакция, $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ ( $\text{pH} < 7$ ) – побочная реакция	$\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0$

### Анодные процессы в водных растворах

Растворимый анод (любой Me)	Нерастворимый анод (C, Pt, Au)	
	Кислотные остатки	
	бескислородных кислот	кислородсодержащих кислот, F <sup>-</sup>
$\text{Me}^0 - ne^- = \text{Me}^{n+}$ анод	$2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$ $2\text{I}^- - 2e^- = \text{I}_2$ $2\text{Br}^- - 2e^- = \text{Br}_2$	$2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ , если $\text{pH} \leq 7$  $4\text{OH}^- - 4e^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , если $\text{pH} > 7$

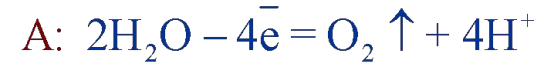
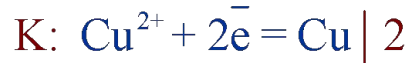
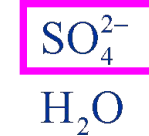
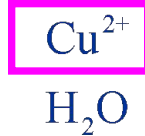
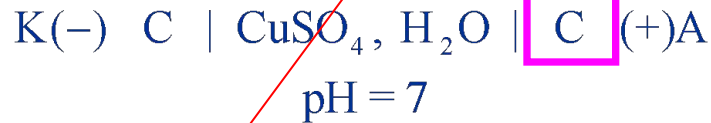
Электрод	Электродные реакции	$\varphi^0, \text{В}$
Li <sup>+</sup> /Li	Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Li	-3,045
K <sup>+</sup> /K	K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = K	-2,925
Ca <sup>2+</sup> /Ca	Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ca	-2,866
Na <sup>+</sup> /Na	Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Na	-2,714
Mg <sup>2+</sup> /Mg	Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Mg	-2,363
Al <sup>3+</sup> /Al	Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Al	-1,662
Mn <sup>2+</sup> /Mn	Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Mn	-1,179
Zn <sup>2+</sup> /Zn	Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Zn	-0,763
Cr <sup>3+</sup> /Cr	Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Cr	-0,744
Fe <sup>2+</sup> /Fe	Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Fe	-0,440
Cd <sup>2+</sup> /Cd	Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Cd	-0,403
Co <sup>2+</sup> /Co	Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Co	-0,277
Ni <sup>2+</sup> /Ni	Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ni	-0,250
Sn <sup>2+</sup> /Sn	Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Sn	-0,136
Pb <sup>2+</sup> /Pb	Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Pb	-0,126
Fe <sup>3+</sup> /Fe	Fe <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Fe	-0,036
<b>H<sup>+</sup>/½H<sub>2</sub></b>	<b>H<sup>+</sup> + e<sup>-</sup> = ½ H<sub>2</sub></b>	<b>0,000</b>
<b>Cu<sup>2+</sup>/Cu</b>	<b>Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> = Cu</b>	<b>+0,337</b>
Fe <sup>3+</sup> /Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup> + e <sup>-</sup> = Fe <sup>2+</sup>	+0,770
Ag <sup>+</sup> /Ag	Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Ag	+0,799
Hg <sup>2+</sup> /Hg	Hg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Hg	+0,854
Au <sup>3+</sup> /Au	Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Au	+1,498

### Катодные процессы в водных растворах

Li... Al	Mn до H	после H
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ , если $\text{pH} \geq 7$  $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ , если $\text{pH} < 7$	1) $\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0$ – основная реакция, $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ( $\text{pH} \geq 7$ ) – побочная реакция  2) $\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0$ – основная реакция, $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ ( $\text{pH} < 7$ ) – побочная реакция	$\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}^0$

### Анодные процессы в водных растворах

Растворимый анод (любой Me)	Нерастворимый анод (C, Pt, Au)	
	Кислотные остатки	
	бескислородных кислот	кислородсодержащих кислот, F <sup>-</sup>
$\text{Me}^0 - ne^- = \text{Me}^{n+}$ анод	$2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$ $2\text{I}^- - 2e^- = \text{I}_2$ $2\text{Br}^- - 2e^- = \text{Br}_2$	$2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ , если $\text{pH} \leq 7$ $4\text{OH}^- - 4e^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , если $\text{pH} > 7$

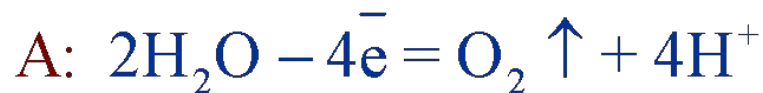
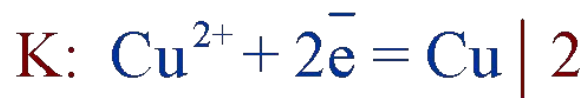
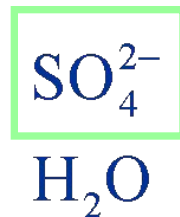
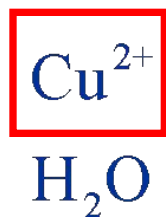
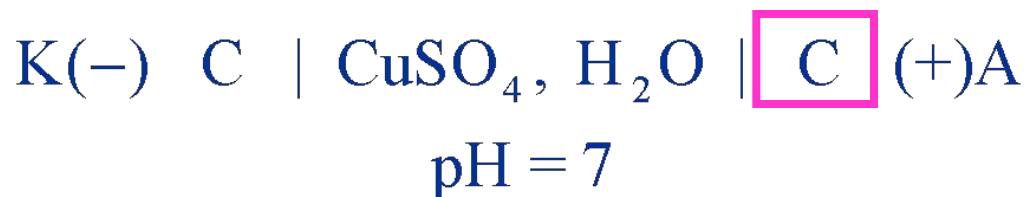


Электролиз раствора CuSO<sub>4</sub>  
на графитовых электродах

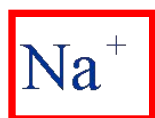
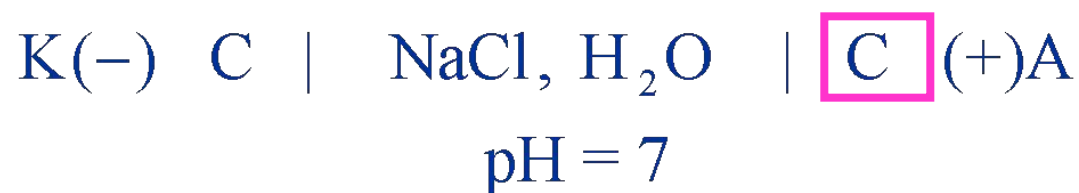




Электролиз раствора  $\text{CuSO}_4$   
на **инертных** (графитовых) электродах:

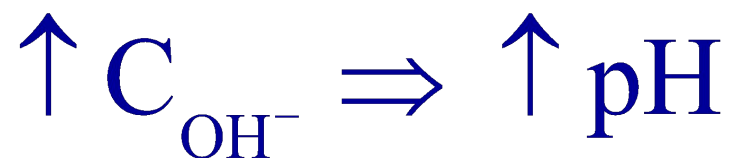
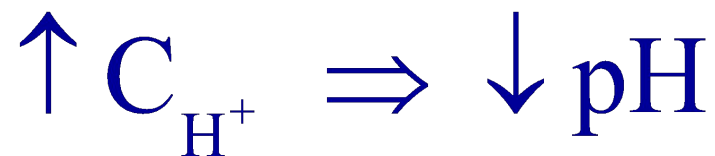


# Электролиз раствора **NaCl** на **инертных** (графитовых) электродах:



**Что изменится:**  $\text{K}(-) \text{ Zn} \mid \text{NaCl, H}_2\text{O} \mid \text{C} (+)\text{A} ?$

В результате реакций, идущих у электродов, возможно **изменение pH раствора** у этих электродов:



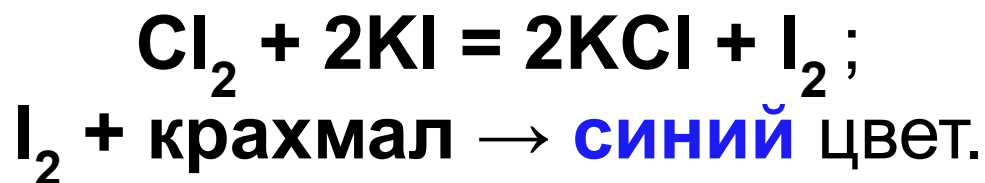
**Этот факт используется как экспериментальное доказательство реакций, идущих на электродах.**

## *ЛР 3, опыт № 3*

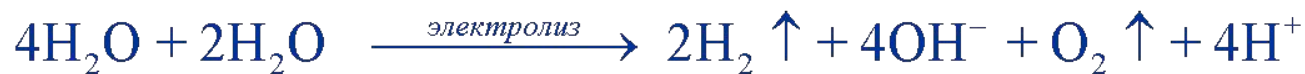
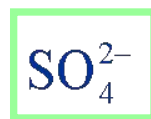
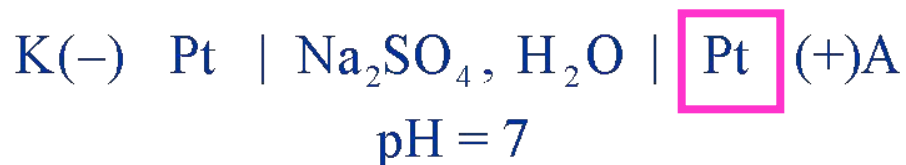
### Электролиз NaCl

На **катоде** выделяется газ  $\text{H}_2$  и образуется щелочь **NaOH**. Увеличение  $\text{C}_{\text{OH}^-}$  обусловило изменение окраски фенолфталеина в **малиновый** цвет.

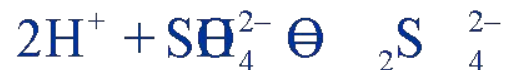
На **аноде** выделяется газ  $\text{Cl}_2$ . Качественная реакция на молекулярный хлор:



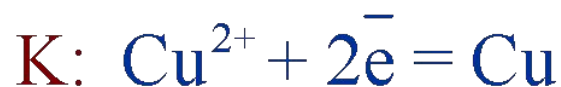
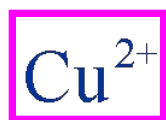
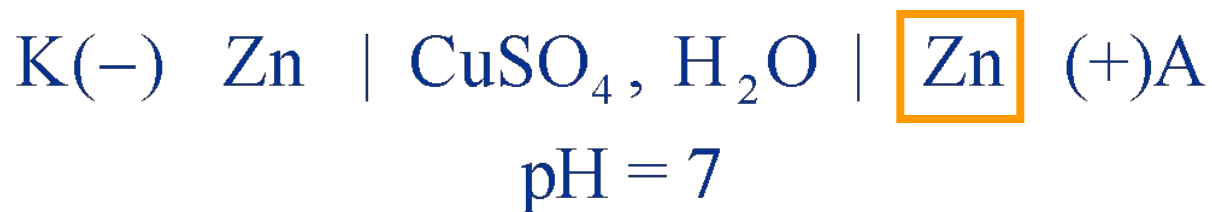
# Электролиз раствора $\text{Na}_2\text{SO}_4$ на инертных (платиновых) электродах:



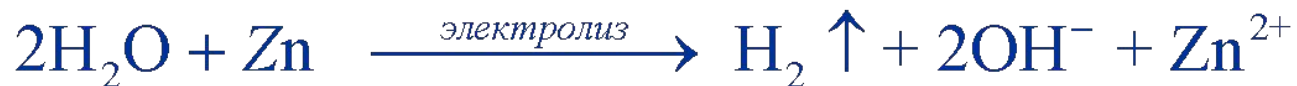
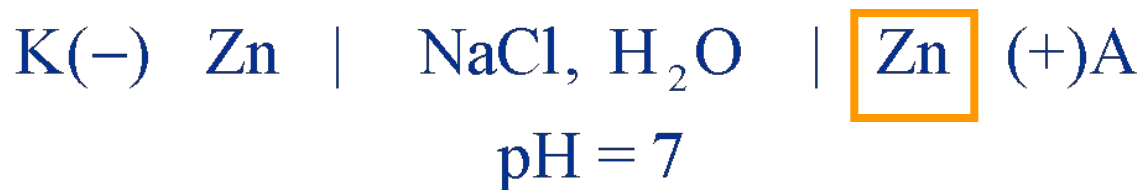
Вторичные процессы:



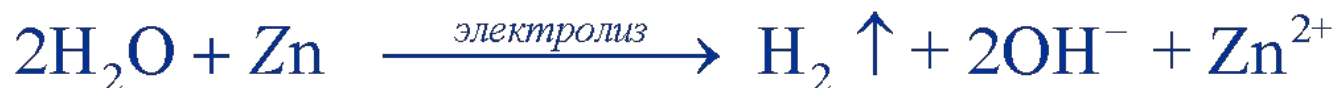
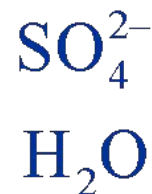
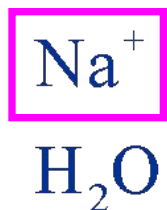
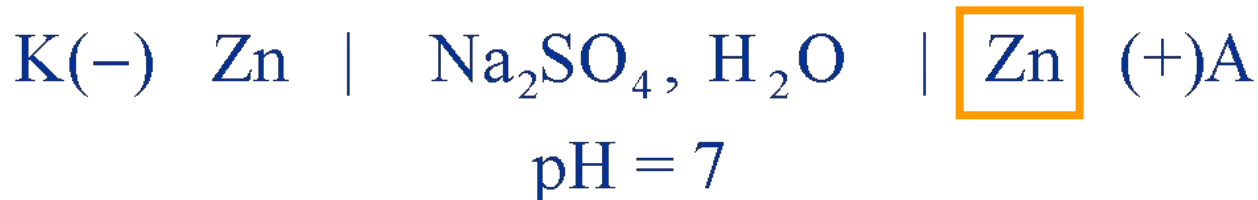
Электролиз раствора  $\text{CuSO}_4$   
на **активных** (цинковых) электродах:



# Электролиз раствора NaCl на **активных** (цинковых) электродах:



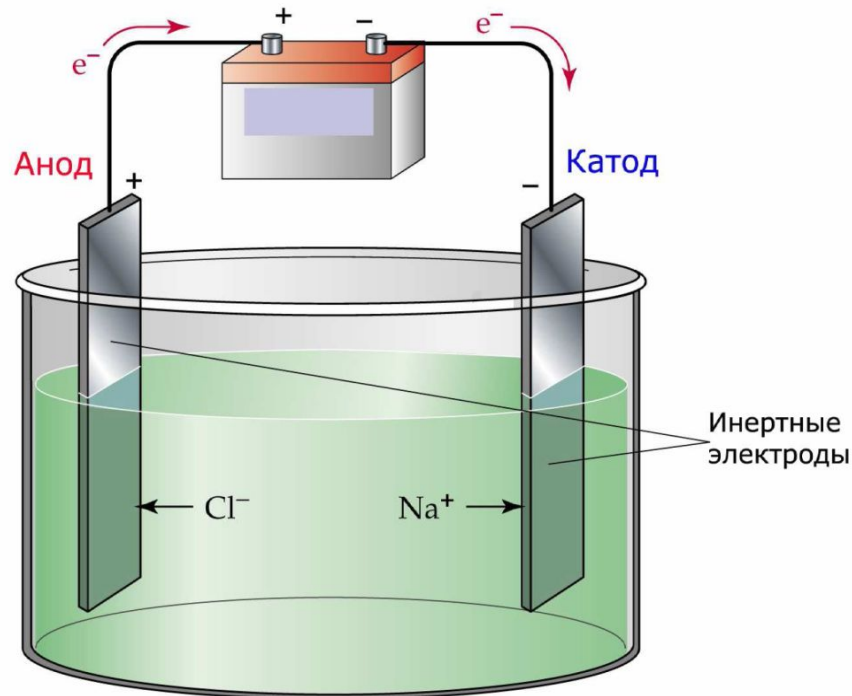
Электролиз раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   
на **активных** (цинковых) электродах:





# Электролиз расплавов электролитов

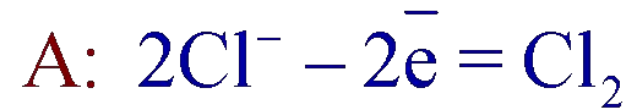
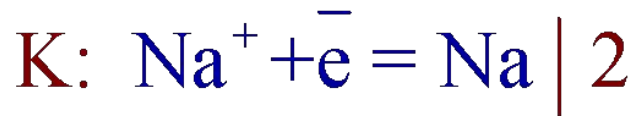
Вследствие термохимической диссоциации электролита, в системе находятся один вид катионов и анионов, они претерпевают превращения на электродах.



# Электролиз расплава NaCl



*расплав*



**Количественные  
тики процессов  
устанавливаются**

**Фарадея:**

- ✓ **I закон Фарадея;**
- ✓ **II закон Фарадея.**

**характерис-  
электролиза  
законами**

## I закон Фарадея

Масса или объём вещества, претерпевшего изменение на электродах, прямо пропорциональна количеству прошедшего через раствор или расплав электролита электричества:

$$m = k \cdot Q \quad \text{или} \quad V = k \cdot Q ,$$

где  $m$  – масса образовавшегося или подвергнувшегося превращению вещества, г;

$V$  – объём вещества, выделившегося на электродах, л;

$k$  – электрохимический эквивалент вещества (коэффициент пропорциональности), г/Кл или л/Кл;

$Q = I \cdot \tau$  – количество электричества, Кл (ампер·секунда);

$I$  – сила тока, А;

$\tau$  – время прохождения тока, с.

## II закон Фарадея

При прохождении одинакового количества электричества через растворы (расплавы) электролитов массы (объемы) выделяющихся веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам):

$$\frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{m_2}{\mathcal{E}_2}; \quad \frac{V_1}{V_{\mathcal{E}_1}} = \frac{V_2}{V_{\mathcal{E}_2}}; \quad \frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{V_2}{V_{\mathcal{E}_2}}$$

где  $m_1$ ,  $m_2$  и  $V_1$ ,  $V_2$  – массы и объемы веществ, выделившихся на электродах, г (л);

$\mathcal{E}_1$ ,  $\mathcal{E}_2$  и  $V_{\mathcal{E}_1}$ ,  $V_{\mathcal{E}_2}$  – эквивалентные массы и эквивалентные объёмы веществ, г/моль (л/моль).

!!!

$$\begin{aligned} \mathcal{E}(\text{H}_2) &= 1 \text{ г/моль}; & V_{\mathcal{E}}(\text{H}_2) &= 11,2 \text{ л/моль}; \\ \mathcal{E}(\text{O}_2) &= 8 \text{ г/моль}; & V_{\mathcal{E}}(\text{O}_2) &= 5,6 \text{ л/моль}. \end{aligned}$$

## Следствия из II закона Фарадея:

При прохождении через электролит количества электричества  $Q=F$  масса превращенного вещества  $m=\mathcal{E}$  (или  $V=V_{\mathcal{E}}$ ). Тогда  $\mathcal{E} = k \cdot F$  или  $V_{\mathcal{E}} = k \cdot F$ , откуда

$$k = \frac{\mathcal{E}}{F}, \quad k = \frac{V_{\mathcal{E}}}{F}.$$

Объединенное уравнение законов Фарадея:

$$m = k V_{\mathcal{E}} = \frac{\mathcal{E}}{F} \cdot I \cdot t = \frac{A}{V} \cdot \frac{V_{\mathcal{E}}}{F} \cdot I \cdot t$$

где  $\mathcal{E} = A / V$ ;

**A** – атомная масса, г/моль;

**V** – валентность элемента в соединении;

**F = 96500 Кл = 26,8 А·ч** – постоянная Фарадея (заряд, который несет на себе один моль электронов или один моль однозарядных ионов).

**Количество вещества эквивалента  $n_{\text{Э}}$  (или число эквивалентов в-ва) определяется:**

$$n_{\text{Э}} = \frac{m}{\text{Э}}, \quad n_{\text{Э}} = \frac{V}{V_{\text{Э}}}.$$

Из II закона Фарадея получаем:  $n_{\text{Э}1} = n_{\text{Э}2}$ .

**Одинаковые количества электричества преобразуют на электродах одинаковое число эквивалентов любых веществ.**

При прохождении количества электричества **1F** выделяется **1 моль эквивалентов** любых веществ. След-но, для получения  $n_{\text{Э}}$  моль эквивалентов необходимо  **$nF$  зарядов** электричества.

**Пример.** При электролизе раствора  $\text{AgNO}_3$  на аноде выделилось 0,28 л  $\text{O}_2$ . Сколько серебра выделилось на катоде и какое количество электричества для этого потребовалось?

**Решение.**

$V(\text{O}_2) = 0,28$  л,  $V_{\text{э}}(\text{O}_2) = 5,6$  л/моль, след-но, на аноде выделилось  $n_{\text{э}} = V / V_{\text{э}} = 0,28 / 5,6 = 0,05$  моль эквивалентов  $\text{O}_2$ .

Согласно II закону Фарадея на катоде восстановилось столько же эквивалентов серебра, т.е. масса выделившегося металла составила:

$m_{\text{Ag}} = n_{\text{э}} \cdot \mathcal{E}_{\text{Ag}} = 0,05 \cdot 108 = 5,4$  г, где

$\mathcal{E}_{\text{Ag}} = A / n = 108 / 1 = 108$  г/моль.

Для этого потребовалось  $0,05F$  зарядов электричества, т.е.

$Q = n_{\text{э}} \cdot F = 0,05 \cdot 96500 = 4825$  Кл.



Массы выделившихся при электролизе веществ зависят от количества прошедшего электричества и эквивалентов этих веществ и не зависят от давления, температуры и концентрации электролита.

## Выход по току $V_T$

Показателем эффективности электролиза является величина выхода по току:

$$V_T = \frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\% = \frac{Q_{\text{теор}}}{Q_{\text{факт}}} \cdot 100\%$$

$Q_{\text{факт}} > Q_{\text{теор}}$  из-за явления поляризации и перенапряжения.

$$V_T < 100\%$$

В реальных электролизных системах накопление продуктов электролиза на электродах изменяет их природу и величину электродных потенциалов (наблюдается явление **химической поляризации**). В результате между электродами возникает разность потенциалов, направленная против внешней ЭДС (**внутренний гальванический элемент**). Катод становится анодом, анод – катодом. Процессы на электродах идут в противоположных электролизу направлениях. ЭДС внутреннего гальванического элемента называется **ЭДС поляризации** ( $E_{\text{поляр}}$ ).

Для преодоления поляризации на электроды извне подается избыточное напряжение, называемое **перенапряжением** ( $\eta$  – «эта»):

$\eta_k$  – перенапряжение выделения в-ва на **катоде**;

$\eta_a$  – перенапряжение выделения в-ва на **аноде**.

Перенапряжение зависит от:

- природы выделяемого вещества,
- материала электрода,
- плотности тока и др. факторов.

Перенапряжение **Me** при их выделении на катоде невелико, им обычно пренебрегают. Велики перенапряжения при выделении газов, особенно **H<sub>2</sub>** и **O<sub>2</sub>**.

Минимальная разность потенциалов, при которой процесс электролиза становится возможным, называется

**ЭДС разложения электролита**

**( $E_{\text{разл}}$ ):**

$E_{\text{разл}} = \eta + \dots$  поляр к а

# ПРИМЕНЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗА

## 1. Электрохимическое производство химических продуктов:

- получение  $\text{Cl}_2$  и  $\text{NaOH}$  (электролиз водного р-ра  $\text{NaCl}$ );
- получение  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$  (электролиз воды) и т.д.

## 2. Электрометаллургия:

- **электроэкстракция** – выделение  $\text{Me}$  из р-ра электрохимическим путем. Руду или концентрат растворяют, затем ведется электролиз с нерастворимыми анодами.
- **получение щелочных и щелочноземельных  $\text{Me}$  и  $\text{Al}$**  электролизом расплавов;
- **электрорафинирование  $\text{Me}$**  – электролизная очистка металлов от примесей. Процесс состоит в анодном растворении загрязненного металла и в последующем его катодном осаждении.

### **3. Гальванотехника:**

- **гальваностегия** – нанесение Me-х покрытий;
- **гальванопластика** – получение изделий путем электролиза.

### **4. Электрохимическая обработка металлов и сплавов.**

Для изменения размеров и формы, а также состояния поверхности Me-х изделий используют Э/Х способы обработки: электрохимическая размерная обработка, электролитическое травление, электролитическое полирование, анодирование.

### **5. Электрохимические преобразователи информации –**

хемотроны – электрохимические диоды. Позволяют осуществить восприятие, хранение, переработку, воспроизведение и передачу информации и могут функционировать в качестве элементов или блоков вычислительных и управляющих устройств.

## ЭЛЕКТРОРАФИНИРОВАНИЕ

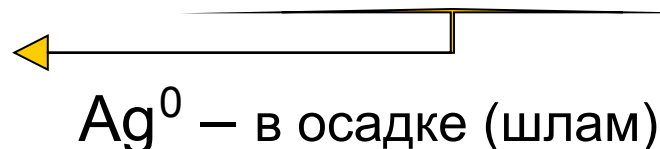
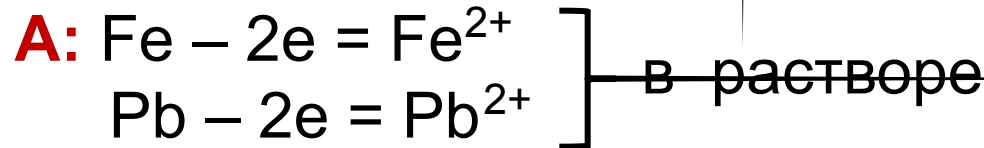
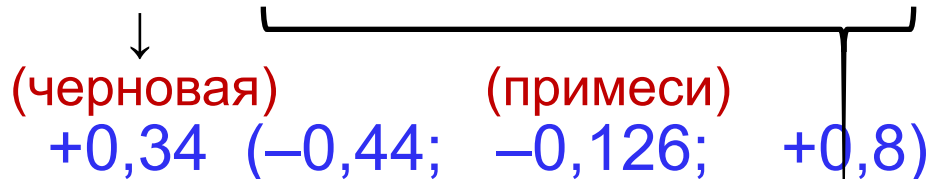
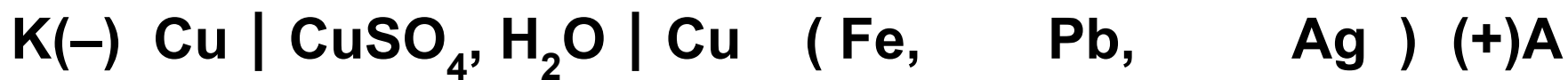
**Пример.** Получение электролитически чистой меди.

Одним из преимуществ меди, как проводникового материала, является её малое удельное сопротивление. **НО** удельная проводимость меди ( $\sigma$ ) весьма чувствительна к наличию примесей.

Me	Содержание примеси, %	$\downarrow\sigma$ (удельная проводимость)
Cu	0,5% Zn, Cd, Ag	на 5%
	0,5% Ni, Sn, Al	на 25 - 40%
	0,5% Si, Fe, Be	на 55%



## Электрорафинирование меди



Вместе с окислением медного анода окисляются примеси более активных Me, чем Cu. **Окисление идет тем быстрее, чем меньше  $\varphi$  Me.** Ионы  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Pb}^{2+}$  остаются в р-ре, на катоде восстанавливаются только ионы  $\text{Cu}^{2+}$ . Примеси менее активных Me (Ag) не окисляются (составляют **электролизный шлам**).

## ГАЛЬВАНОСТЕГИЯ

*Пример.* Э/Х система для получения **никелевого** покрытия на стальной подложке (**Fe – сталь**):



Железный катод покрывается Ni. Р-р истощается ионами Ni<sup>2+</sup> (т.к. Ni оседает на катоде), поэтому для пополнения р-ра ионами Ni<sup>2+</sup> нужно брать растворимый Ni-вый анод. На практике pH подбирается индивидуально, поэтому в схеме его не пишем.

**!!!**

*Приведенная выше схема является модельной схемой получения любого Me-го покрытия.*

- Покрываемое изделие должно быть катодом.
- Используют растворимые аноды и электролит, содержащий ионы металла покрытия.