

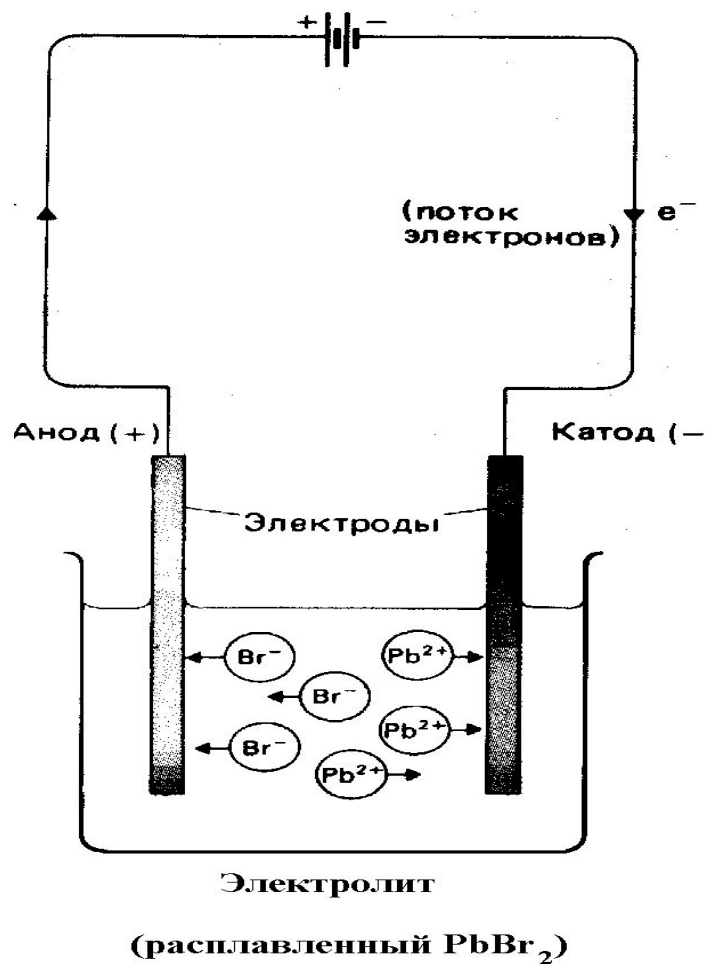
# Лекция 6. Химические ОСНОВЫ ИННОВАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ

Давыдов Виктор Николаевич  
проф. каф. экологического менеджмента  
ИНЖЭКОН

# Электролиз

- совокупность процессов, происходящих при прохождении постоянного электрического тока через электрохимическую систему, состоящую из двух электродов и расплава или раствора электролита.

# Электролиз расплава бромида свинца



# Процессы на электродах электролизера

Анод (+): окисление  $2\text{Br}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Br}_2$

Катод (-): восстановление  $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}$

# Особенности электролиза водных растворов

1. Имеется несколько типов частиц, которые могут окисляться на аноде и восстанавливаться на катоде.

Пример:

Водный раствор хлорида натрия содержит анионы:  $\text{Cl}^-$ , катионы:  $\text{Na}^+$ , а также молекулы воды.

Какие частицы будут окисляться на аноде и восстанавливаться на катоде?

Последовательность реакции на электродах различных ионов определяется:

1. Химической природой электродов
2. Окислительно-восстановительным (электродным) потенциалом реакции

# 1. Инертные и активные электроды

**Инертные электроды:** Pt, графит в реакциях на электродах не участвуют.

**Активные электроды:** Cu, Fe, Zn, Ni... принимают активное участие в реакциях.

Например, в нашем случае:

Анод (окисление):  $\text{Cu} - 2e = \text{Cu}^{2+}$

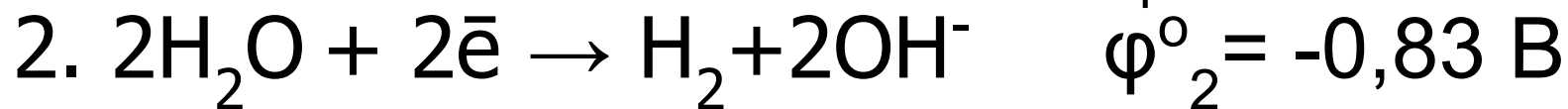
$\varphi^0 = +0,34 \text{ В}$

2. Окислительно-восстановительный потенциал реакции (на инертном электроде)

А) На катоде сначала восстанавливаются частицы, реакции которых соответствует больший окислительно-восстановительный (электродный) потенциал;



Принципиально возможно восстановление на катоде следующих частиц:

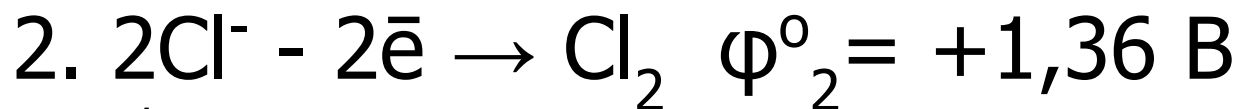
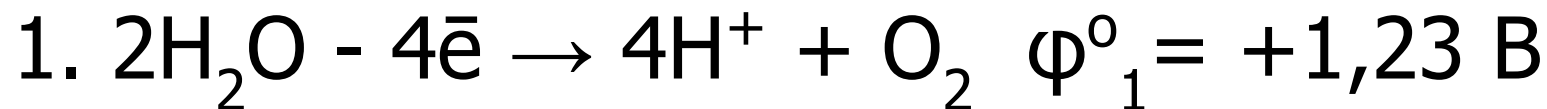


Самый большой окислительно-восстановительный потенциал имеет 2 реакция. Поэтому на катоде будет восстанавливаться вода (реакция 2).

Б) На аноде сначала окисляются частицы, реакции которых соответствует меньший окислительно-восстановительный потенциал.

Сначала восстанавливаются бескислородные анионы, затем вода, затем кислородсодержащие анионы.

В нашем примере принципиально возможно окисление на аноде следующих частиц:



$\varphi^{\circ}_1 < \varphi^{\circ}_2$  Следовательно на аноде должна окисляться вода, однако на большинстве электродов окисляются хлорид-ионы.

Это связано с явлением, которое называется перенапряжение.

# Перенапряжение

- добавочная по отношению к расчетной ЭДС, которую нужно приложить к электродам, чтобы осуществить окислительно-восстановительный процесс.

Электрод	Электролит	Перенапряжение выделения водорода, В	Электрод	Электролит	Перенапряжение выделения водорода, В
Железо	HCl	0,5	Цинк	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1
Серебро	HCl	0,7	Свинец	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,3

## **Законы Фарадея (1827)**

1. Масса выделившегося на электроде вещества пропорциональна количеству электричества, прошедшего через электролит.
2. Одинаковые количества электричества выделяют на электродах массы веществ, пропорциональные молярным массам их химических эквивалентов.

# Постоянная Фарадея

$$F = 96500 \text{ Кл/моль экв.}$$

$$n_{\text{экв}}(\text{В}) = Q/F = It/F$$

Q- количество электричества, Кл

I - ток, А

t - время, с

$$m(\text{В}) = M_{\text{экв}} n_{\text{экв}}(\text{В}) = M_{\text{экв}} It/F$$

## Пример

Через расплавленный бромид свинца пропускали ток силой 2А в течение 30 минут. Какая масса свинца выделилась?

## Решение

Катод (-): восстановление  $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}$

Из уравнения:  $n(\text{Pb})/n(\bar{e}) = 1/2$

$$n(\bar{e}) = Q/F = It/F =$$

$$= 2\text{A} \cdot 1800\text{с} / 96500\text{Кл/моль } \bar{e} = 0,037 \text{ моль}$$

$$n(\text{Pb}) = 1/2 \cdot 0,037 \text{ моль} = 0,0185 \text{ моль}$$

$$m(\text{Pb}) = 0,0185 \text{ моль} \cdot 207 \text{ г/моль} = 3,83 \text{ г}$$

Ответ: выделилось 3,83 г свинца



## Задача

Сколько времени нужно пропускать ток 10 А через раствор поваренной соли, чтобы получить 44,8 л хлора (н.у.)?

## Решение

Анод (-): окисление  $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$

$$n(\text{Cl}_2) = 44,8 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 2 \text{ моль}$$

Из уравнения:

$$n(\text{Cl}_2)/n(\bar{e}) = 1/2 n(\bar{e}) \quad n(\bar{e}) = 2 n(\text{Cl}_2) = 4 \text{ моль}$$

$$n(\bar{e}) = Q/F = It/F =$$

$$= 10\text{А} \cdot t \text{ с} / 96500 \text{ Кл/моль} \quad \bar{e} = 4 \text{ моль}$$

$$t \text{ с} = 38600 \text{ с}$$

Ответ: Ток следует пропускать 38600 с

## **Темы коротких сообщений**

1. Современные ингибиторы коррозии: история создания, химический состав, области применения.
2. Протекторная защита и электрозащита металлов от коррозии: принцип действия, области применения.
3. Гальванопластика: история, принцип действия, области применения.
4. Использование электролиза для создания газовых смесей для дыхания под водой: электроланг А.Н. Лодыгина, системы жизнеобеспечения современных подводных лодок.

**Благодарю за внимание!**