

«Электрохимические процессы»

Лекция № 7-8

Дисциплина «Химия 2.6»

для студентов очного отделения

Лектор: к.т.н., доцент Мачехина Ксения Игоревна

* План лекции

1. Основные понятия
2. Гальванический элемент
3. Коррозия
4. Электролиз

1. Основные понятия

* Электрохимические процессы - это процессы взаимного превращения химической и электрической форм энергии.

1 группа

процессы превращения химической энергии в электрическую

$\Delta G < 0$



2 группа

- процессы превращения электрической энергии в химическую

$\Delta G > 0$



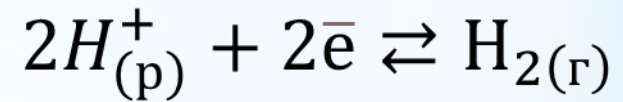
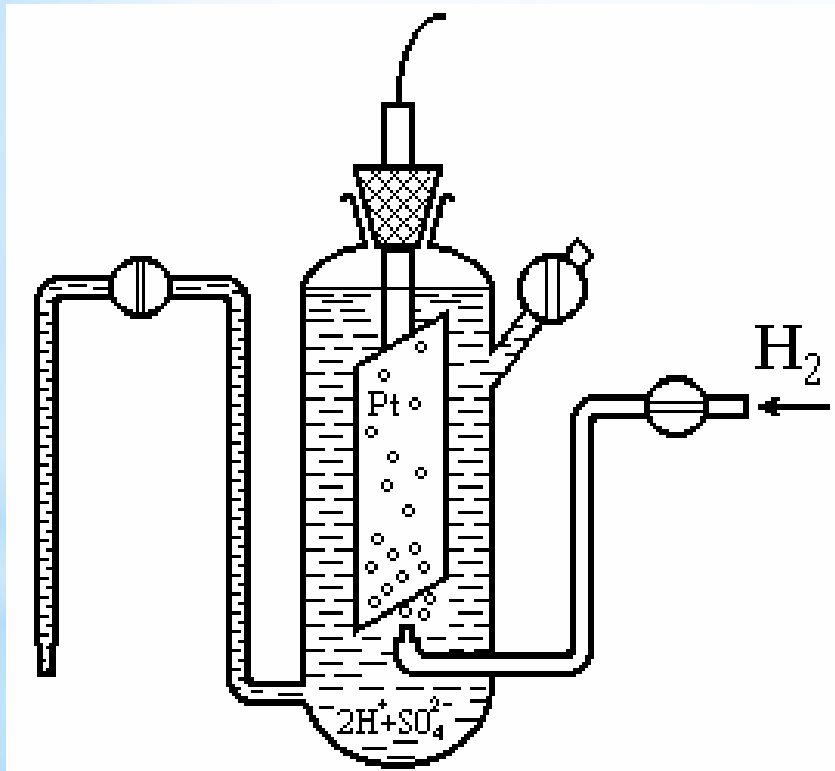
1. Основные понятия

Электродный потенциал – это разность потенциалов, которая возникает на границе раздела металл-раствор, если металлическую пластинку опустить в воду или раствор, содержащий ионы этого металла.



1. Основные понятия

Стандартный водородный электрод



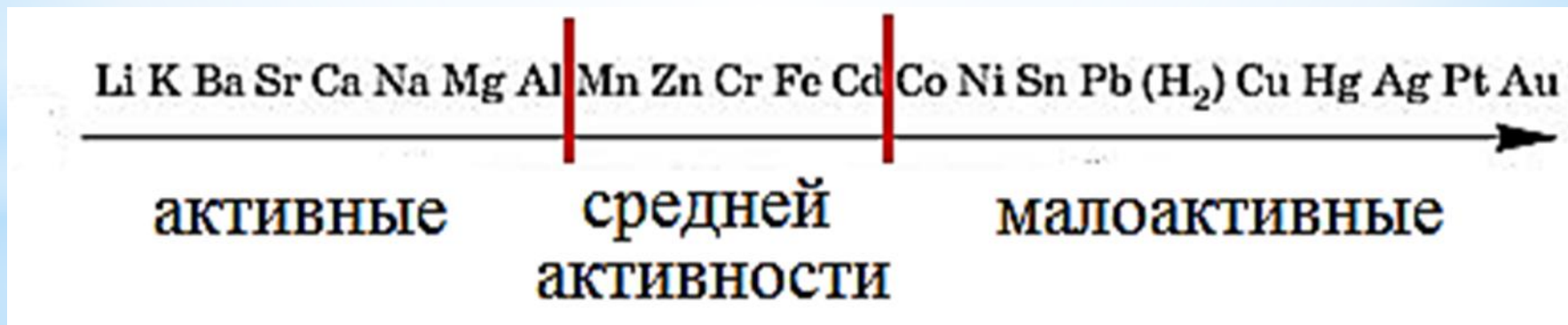
$$\varphi_{2H^{+}/H_2}^0 = 0 \text{ V}$$

1. Основные понятия

Стандартный электродный потенциал – это электродный потенциал, измеренный при стандартных условиях ($T = 298 \text{ K}$; $[Me^{n+}] = 1 \text{ моль/л}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$) относительно стандартного водородного электрода.

1. Основные понятия

Электрод	$\varphi^0, \text{В}$	Электрод	$\varphi^0, \text{В}$	Электрод	$\varphi^0, \text{В}$
Li ⁺ /Li	-3,045	Mn ²⁺ /Mn	-1,18	2H ⁺ /H ₂	0,000
Rb ⁺ /Rb	-2,925	Cr ²⁺ /Cr	-0,913	Sb ³⁺ /Sb	+0,20
K ⁺ /K	-2,924	Zn ²⁺ /Zn	-0,763	Bi ³⁺ /Bi	+0,215
Cs ⁺ /Cs	-2,923	Cr ³⁺ /Cr	-0,74	Cu ²⁺ /Cu	+0,34
Ba ²⁺ /Ba	-2,90	Fe ²⁺ /Fe	-0,44	Cu ⁺ /Cu	+0,52
Ca ²⁺ /Ca	-2,87	Cd ²⁺ /Cd	-0,403	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	+0,79
Na ⁺ /Na	-2,714	Co ²⁺ /Co	-0,27	Ag ⁺ /Ag	+0,80
Mg ²⁺ /Mg	-2,37	Ni ²⁺ /Ni	-0,25	Hg ²⁺ /Hg	+0,85
Al ³⁺ /Al	-1,70	Sn ²⁺ /Sn	-0,136	Pt ²⁺ /Pt	+1,19
Ti ²⁺ /Ti	-1,603	Pb ²⁺ /Pb	-0,127	Au ³⁺ /Au	+1,50
Zr ⁴⁺ /Zr	-1,58	Fe ³⁺ /Fe	-0,037	Au ⁺ /Au	+1,70



1. Основные понятия

Основные свойства ряда напряжения

- Восстановительная способность металлов уменьшается, а окислительная способность катионов увеличивается
- Каждый металл способен вытеснять из растворов солей те металлы, которые имеют большее значение электродного потенциала
- Металлы, имеющие отрицательные потенциалы, могут вытеснять водород из растворов кислот

1. Основные понятия

формула **Нернста**

$$\varphi_{Me^{n+} / Me} = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln[Me^{n+}],$$

где φ^0 – стандартный электродный потенциал металла,
 n – число электронов, принимающих участие в процессе,
 F – постоянная Фарадея (96500 Кл/моль).

1. Основные понятия

формула **Нернста** при $T=298\text{ K}$

$$\varphi_{\text{Me}^{n+} / \text{Me}} = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Me}^{n+}]$$

формула **Нернста** при стандартных условиях

$$\varphi_{\text{Me}^{n+} / \text{Me}} = \varphi^0$$

2. Гальванические элементы

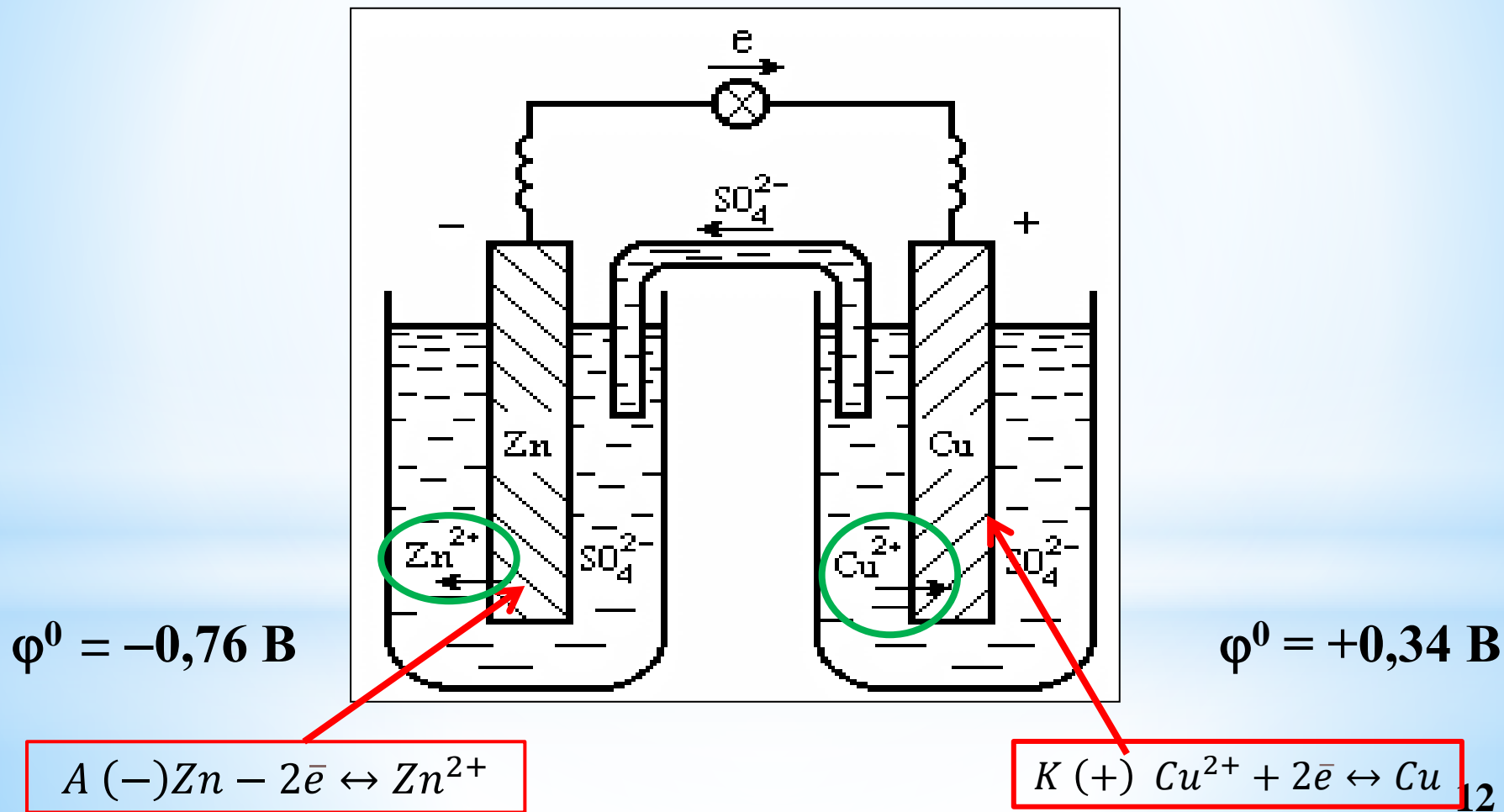
Гальванический элемент - это устройство, которое преобразует энергию химической реакции в электрическую за счет самопроизвольного протекания ОВР на электродах.

Анод – электрод, изготовленный из более активного Me, с меньшим φ° .

Катод – электрод, изготовленный из менее активного Me, с большим φ° .

2. Гальванический элемент

Гальванический элемент Даниэля – Якоби



2. Гальванический элемент (ГЭ)

Электрохимическая схема ГЭ:



+



Токообразующая реакция — это суммарная реакция, протекающая в гальваническом элементе.

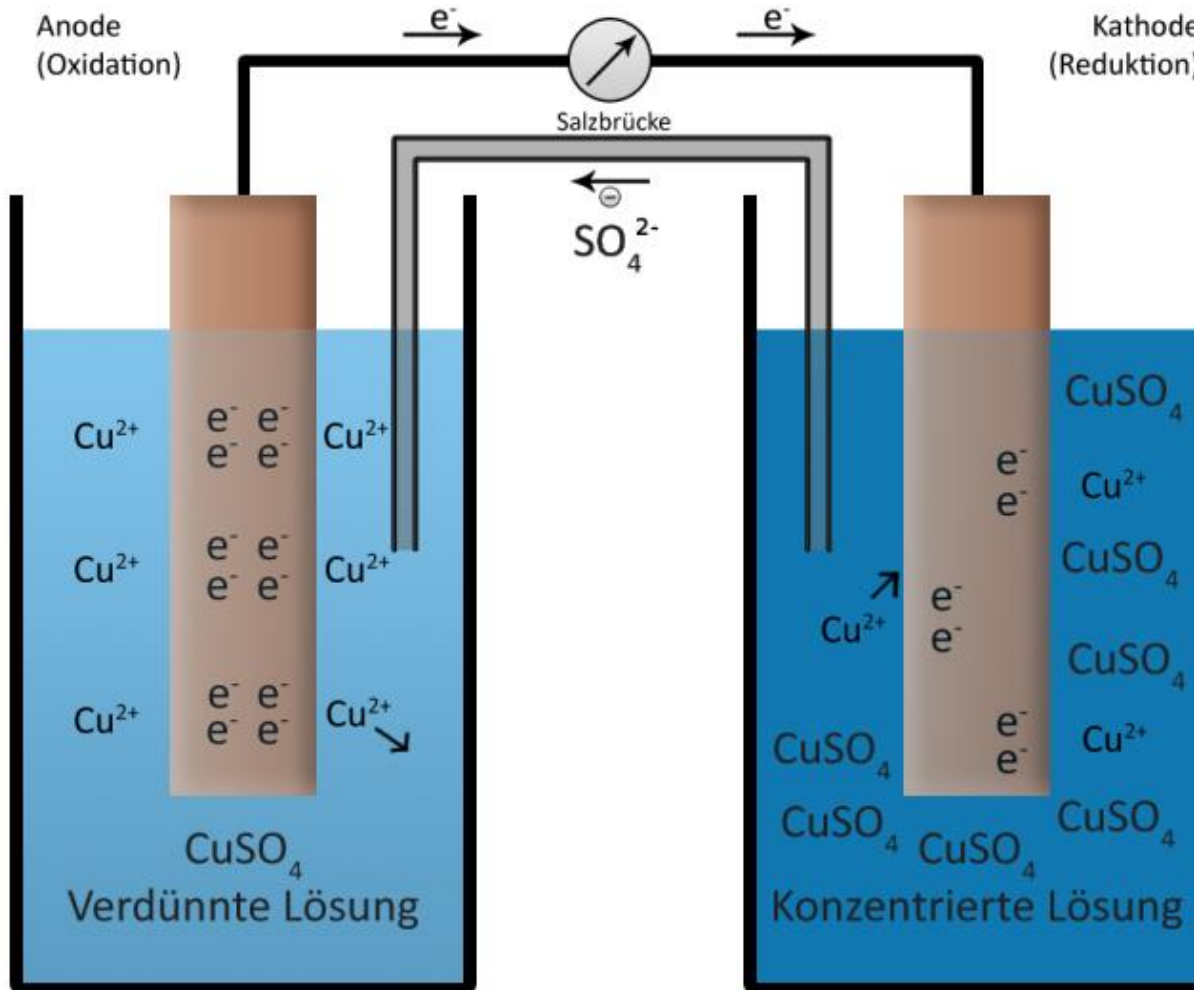
2. Гальванический элемент

Концентрационный элемент — это ГЭ, состоящий из двух одинаковых металлических электродов, опущенных в растворы соли этого металла с различными концентрациями $C_1 > C_2$.

Катод - электрод, погруженный в раствор с большей концентрацией.

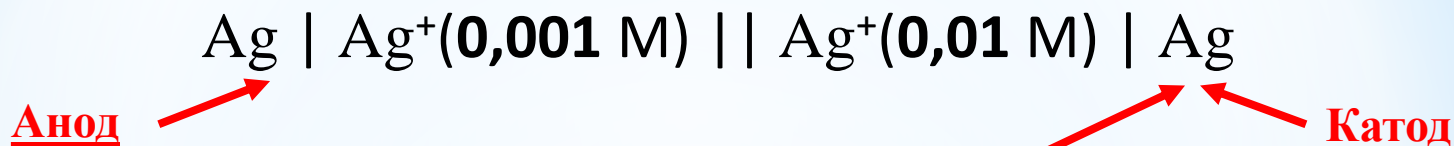
Анодом — электрод, погруженный в раствор с меньшей концентрацией.

2. Гальванический элемент

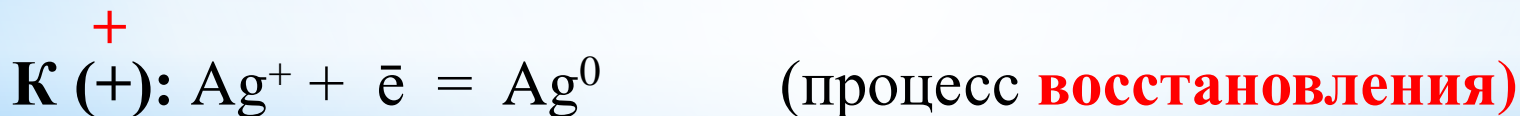


2. Гальванический элемент

Концентрационный гальванический элемент



Так как $0,01 \text{ M} > 0,001 \text{ M} \rightarrow$ **катод**



2. Гальванический элемент

Электродвижущая сила ГЭ (ЭДС) – это максимальная разность потенциалов электродов данного ГЭ, которая определяется в условиях равновесия.

$$\text{ЭДС} = \Delta\varphi = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}}$$

2. Гальванический элемент

Задача 1. Вычислить ЭДС гальванического элемента, составленного из магниевых и свинцовых электродов, в котором $[\text{Mg}^{2+}] = 0,1 \text{ М}$; $[\text{Pb}^{2+}] = 0,001 \text{ М}$ при стандартной температуре.

2. Гальванический элемент

Решение

$$\varphi^0 (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ В}; \quad \varphi^0 (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ В};$$

φ^0 магниевого электрода меньше, т.е. Mg - более активным металлом, поэтому в ГЭ магний будет анодом, а свинец – катодом.

На электродах будут протекать следующие процессы:

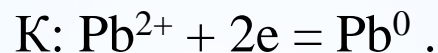


Схема ГЭ записывается так: (А) **Mg** | **Mg²⁺** || **Pb²⁺** | **Pb** (К)

Для расчета ЭДС необходимо найти электродные потенциалы:

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Mg}^{2+}] = -2,37 + 0,0295 \cdot \lg 0,1 = -2,4 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Pb}^{2+}] = -0,13 + 0,0295 \cdot \lg 0,001 = -0,22 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{кат}} - \varphi_{\text{ан}} = -0,25 - (-2,4) = 2,15 \text{ В}$$

2. Гальванический элемент

Задача 2. ЭДС концентрационного гальванического элемента $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}(0,01 \text{ M}) || \text{Ni}^{2+}(0,1 \text{ M})|\text{Ni}$ при температуре 35°C равна _____ В.

($\phi^{\circ}\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0 = -0,25 \text{ В}$)

(Ответ запишите с точностью до сотых)

2. Гальванический элемент

Решение



0,1 М больше 0,01 М, следовательно **0,1 М** – концентрация в катодном пространстве.

Схема КГЭ записывается так:



Для расчета ЭДС необходимо найти электродные потенциалы:

$$\varphi_{\text{анода}} = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln[\text{Ni}^{2+}] = -0,25 + \frac{8,314 \cdot 308}{2 \cdot 96500} \ln[0,01] = -0,31 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{катода}} = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln[\text{Ni}^{2+}] = -0,25 + \frac{8,314 \cdot 308}{2 \cdot 96500} \ln[0,1] = -0,28 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} = -0,28 - (-0,31) = 0,03 \text{ В}$$

3. Коррозия

Коррозия – это самопроизвольный процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

3. Коррозия

Химическая коррозия – характерная для сред, не проводящих электрический ток. Происходит прямое гетерогенное взаимодействие металла с окислителем окружающей среды.

1) Газовая коррозия;

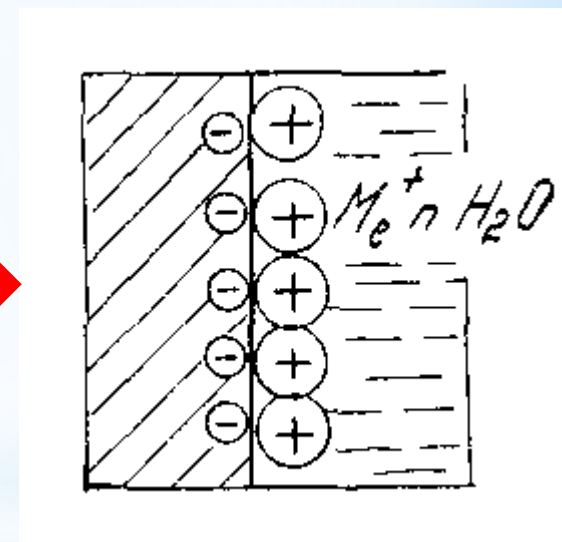
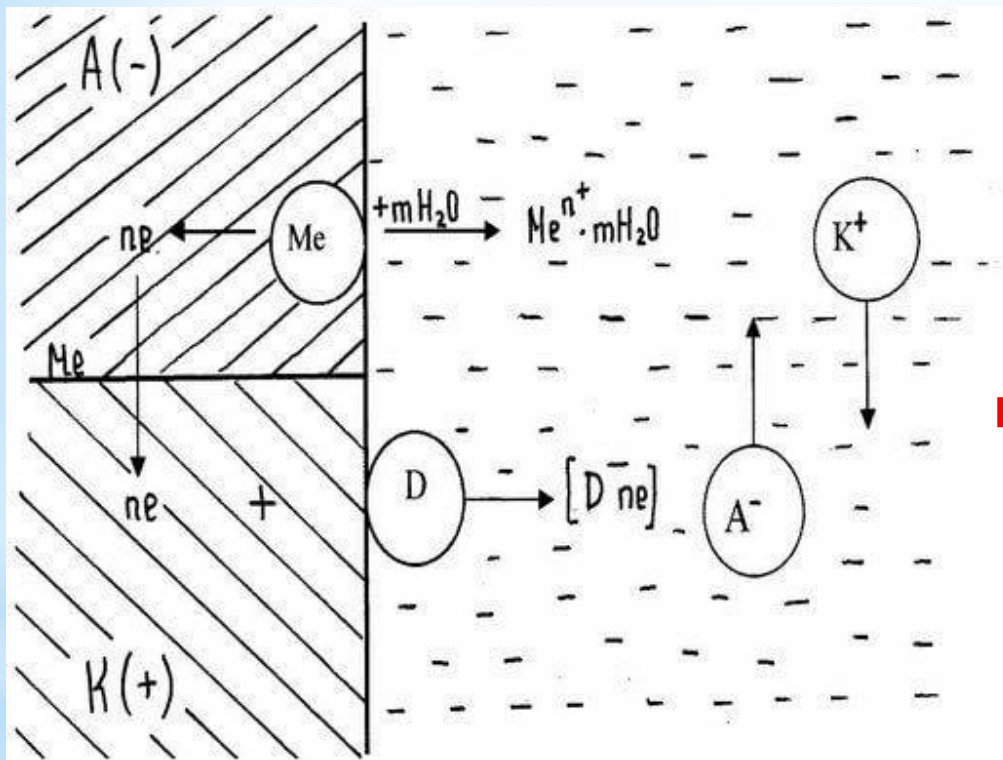
2) Коррозия в неэлектролитах (агрессивных органических жидкостях – сернистая нефть)

3. Коррозия

Электрохимическая коррозия – это разрушение металла в среде электролита с возникновением внутри системы электрического тока.

3. Коррозия

Механизм



3. Коррозия

Причиной электрохимической коррозии - образование на поверхности металла микрогальванических пар.

вследствие:

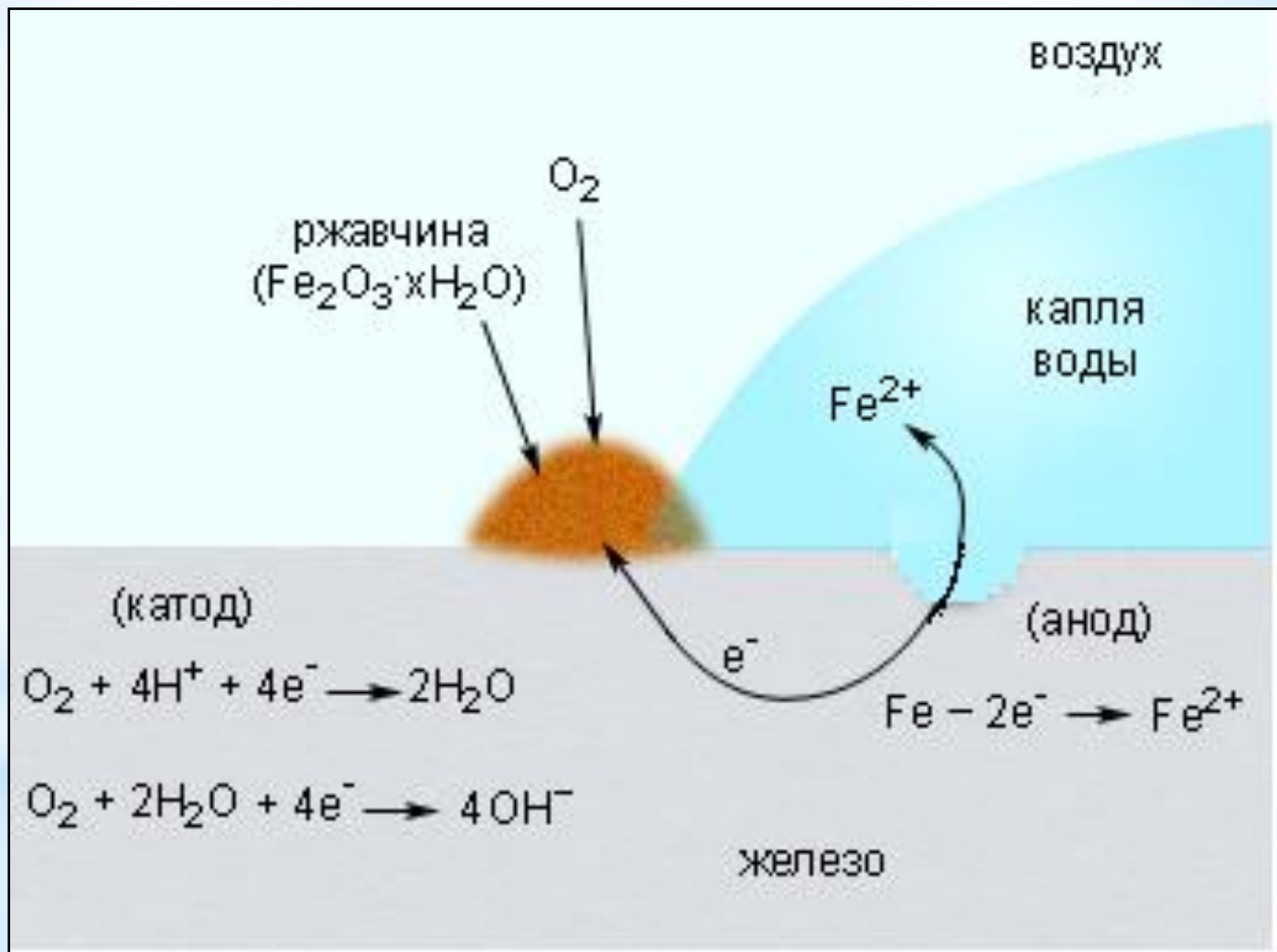
- ✓ наличие примесей,
- ✓ неоднородность поверхности Me,
- ✓ неравномерность распределения деформаций в Me.
- ✓ неоднородность жидкой фазы,
- ✓ различие внешних условий (P, T)

3. Коррозия

В зависимости от **среды**:

- **В растворах электролитов** (кислот, оснований, солей, природной воде).
- **Атмосферная коррозия** – в среде любого влажного газа.
- **Почвенная коррозия**
- **Морская коррозия** – (растворенные соли, газы и органические вещества).
- **Биокоррозия** – (жизнедеятельности организмов, вырабатывающих такие газы как CO_2 , H_2S).
- **Электрокоррозия** – происходит под действием блуждающих токов на подземных сооружениях, в результате работ электрических железных дорог, трамвайных линий.

3. Коррозия



3. Коррозия

Отличие процесса электрохимической коррозии от процессов, протекающих в ГЭ, является **отсутствие внешней цепи.**

Электроны в процессе коррозии **не выходят** из корродирующего металла, а двигаются внутри него.

Коррозионный элемент является **короткозамкнутым микроэлементом.**

3. Коррозия

Электрохимическая поляризация – процесс отклонения потенциала от равновесного под действием внешнего потенциала (или при протекании тока).

Анодная поляризация

Причины:

1. Ионы металла медленнее переходят в раствор, чем электроны отводятся в катодную часть.
2. Недостаточная скорость отвода перешедших в раствор ионов металла.
3. Возникновение анодной пассивности в связи с образованием пассивных пленок на поверхности металла.

3. Коррозия

Деполаризаторы – ионы или молекулы, способствующие уменьшению поляризации.

3. Коррозия

Катодная поляризация

Причина: малая скоростью электрохимической реакции соединения деполяризаторов с электронами.

Коррозию металлов, при которой катодная реакция осуществляется с выделением водорода, называют коррозией металлов с **водородной деполяризацией**.

Условия: в растворах кислот, например, кислотное растворение железа, цинка и других металлов.

3. Коррозия

Водородная деполяризация

Стадии:

1. Диффузия гидратированных ионов водорода H_3O^+ (или $\text{H}^+\cdot\text{H}_2\text{O}$) к катоду.
2. Дегидратация: $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$
3. Вхождение H^+ в состав двойного слоя
4. Разряд иона водорода $\text{H}^+ + e = \text{H}_{\text{адс}}$
5. Рекомбинация атомов водорода в молекулу: $\text{H}_{\text{адс}} + \text{H}_{\text{адс}} = \text{H}_2$
6. Образование и отрыв пузырьков из молекулы водорода от поверхности катода.

3. Коррозия

Коррозионные процессы, у которых катодная деполяризация осуществляется растворенным в электролите кислородом, называют процессами коррозии металлов с **кислородной деполяризацией**.

Условия: в воде, в нейтральных и даже в слабокислых солевых растворах, в морской воде, в земле, в атмосфере воздуха.

3. Коррозия

При электрохимической коррозии на поверхности металла одновременно протекают два процесса:

анодный – окисление металла:



катодный – восстановление.

3. Коррозия

Водородная деполяризация:

кислая среда ($\varphi=0$ В):



нейтральная ($\varphi = -0,41$ В):



$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{H}^+] = 0 + \frac{0,059}{1} \lg [10^{-7}] = -0,41 \text{ В}$$

щелочная ($\varphi = -0,83$ В):

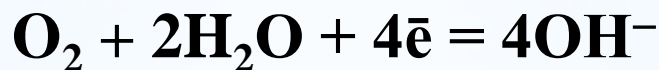
$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{H}^+] = 0 + \frac{0,059}{1} \lg [10^{-14}] = -0,83 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,059 \lg [\text{H}^+] = -0,059 \text{ pH}$$

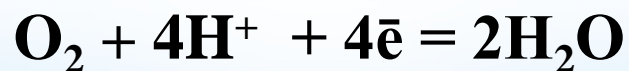
3. Коррозия

Кислородная деполяризация:

в нейтральной ($\varphi = 0,815 \text{ В}$) или щелочной среде ($\varphi = 0,4 \text{ В}$):



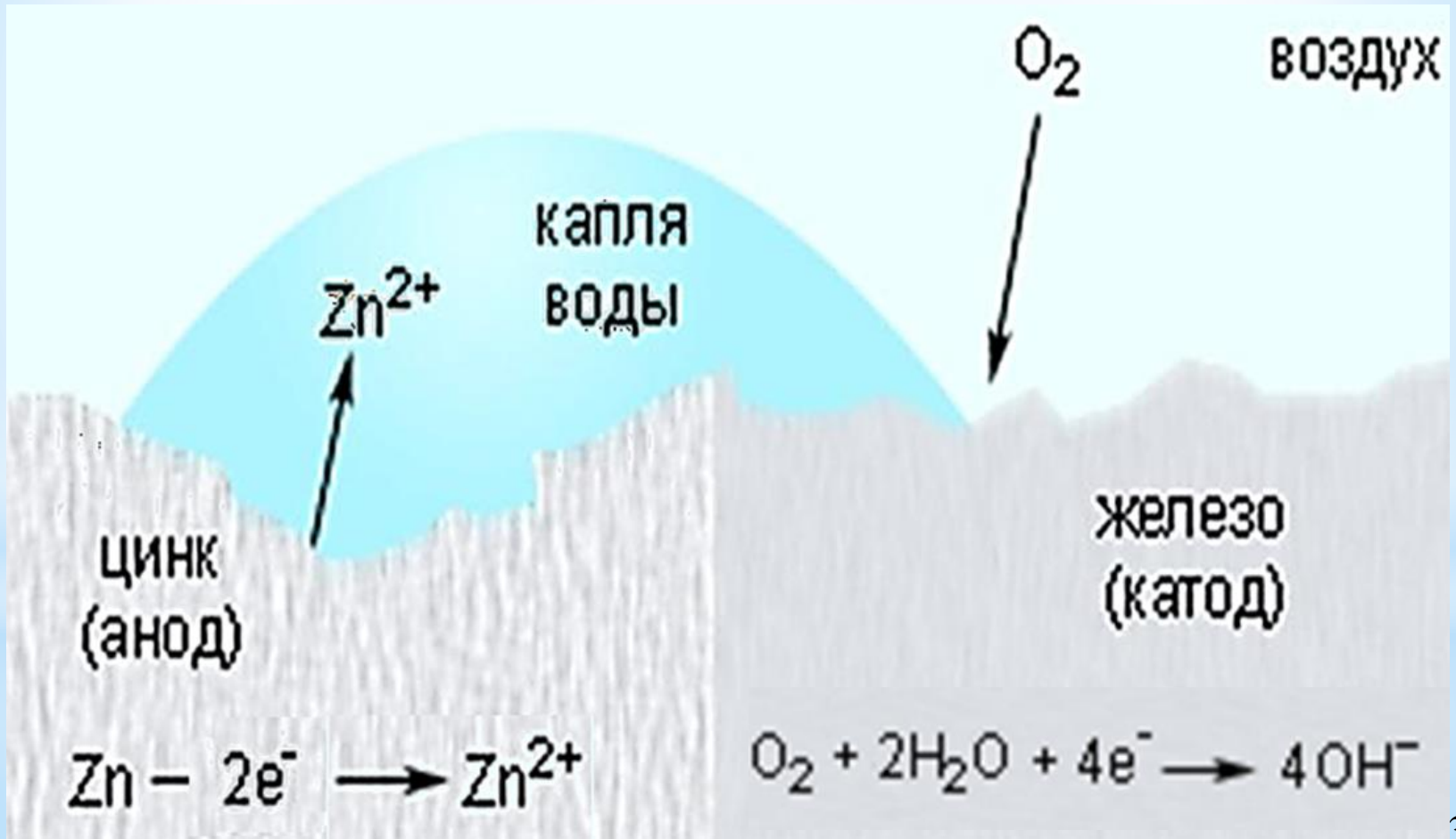
в кислой среде ($\varphi = 1,23 \text{ В}$):



$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 1,23 - 0,059\text{pH}$$

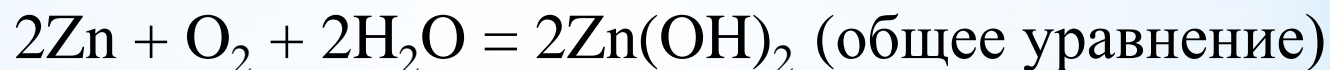
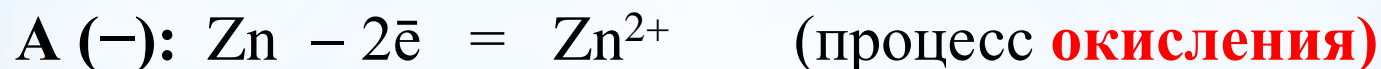
3. Коррозия

Контактная коррозия



3. Коррозия

Схема коррозионного элемента:



Задача

ЭДС процесса, протекающего при контакте меди и кадмия в кислой среде без доступа кислорода (рН = 4) при стандартных условиях, равна _____ В.

$$(\varphi_{Cd^{2+}/Cd^0}^0 = -0,40В; \varphi_{Cu^{2+}/Cu^0}^0 = +0,34В)$$

(Ответ запишите с точностью до тысячных)

Решение



Cd более активный металл, чем Cu, следовательно **Cu – катод, Cd – анод.**

Кислая среда (без O_2), следовательно на катоде водородная деполяризация.

Для расчета ЭДС необходимо найти электродные потенциалы:

$$\varphi_{\text{анода}} = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln[\text{Cd}^{2+}] = -0,40 + \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \lg[1] = -0,40 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{катода}} = \varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,059 \lg[\text{H}^+] = -0,059 \text{ рН} = -0,059 \cdot 4 = -0,236 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} = -0,236 - (-0,40) = 0,164 \text{ В}$$

Ответ: ЭДС = 0,164 В

3. Методы защиты металлов от коррозии

Методы защиты от коррозии

Неэлектрохимические

1. Легирование
2. Защитные покрытия
 - анодное
 - катодное
3. Изменение свойств коррозионной среды
4. Рациональное конструирование изделий

Электрохимические

1. Метод протектора
2. Катодная защита
3. Анодная защита

Легирование металлов

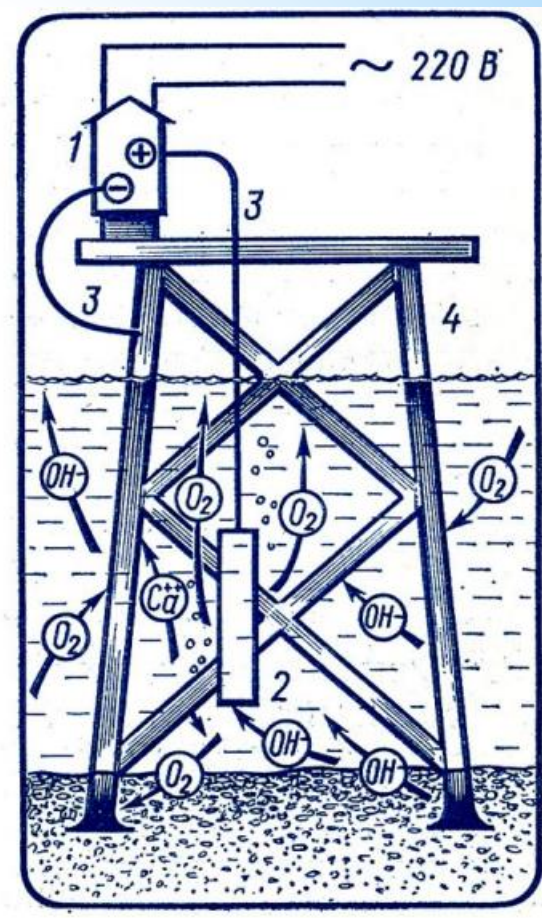
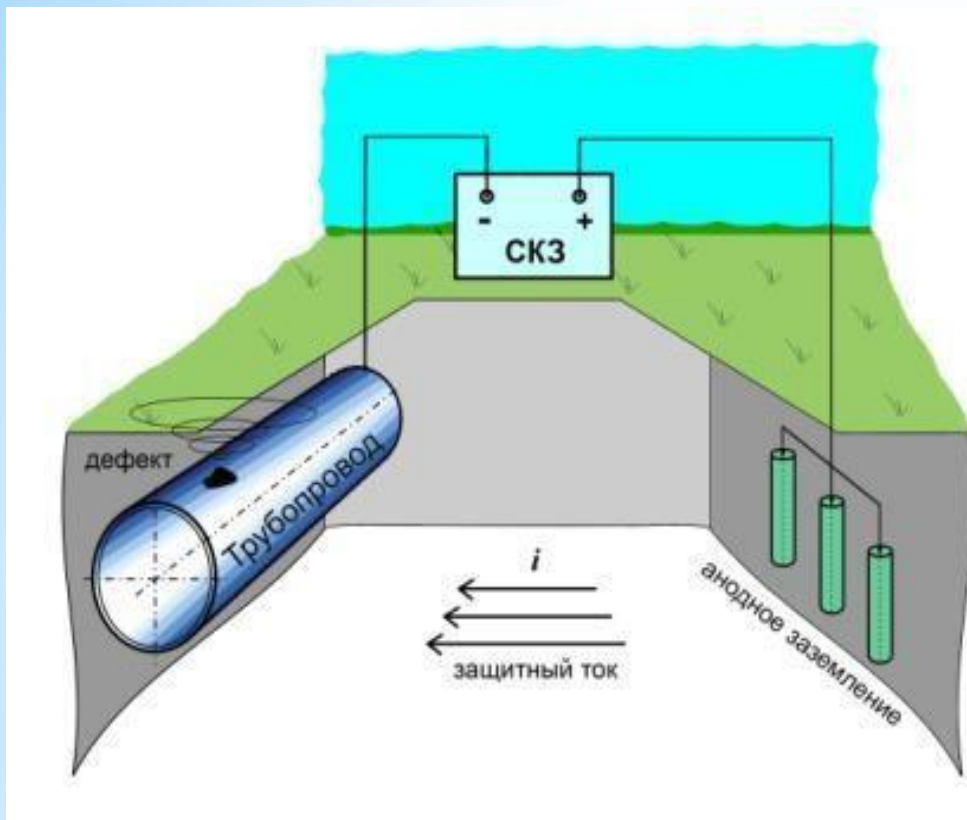
В маркировке легированных сплавов легирующие добавки обозначаются так:

А – азот, Б – ниобий, В – вольфрам, Г – марганец, Д – медь, Е – селен, К – кобальт, **М – молибден**, Н – никель, П – фосфор, Р – бор, С – кремний, **Т – титан**, Ф – ванадий, **Х – хром**, Ц – цирконий, Ю – алюминий.

Например, сталь марки **10Х17Н13М2Т**

содержит 0,1% углерода (первая цифра – содержание С в сотых долях %),
17% Cr,
13% Ni,
2% Mo
1,5% Ti (буква без цифры – содержание до 1,5%).

Электрохимическая защита - этот метод основан на торможении анодных или катодных реакций коррозионного процесса.



Катодная защита состоит в приложении к изделию внешнего тока от отрицательного полюса, который поляризует катодные участки коррозионных элементов. Положительный полюс источника тока присоединяется к аноду. При этом коррозия защищаемой конструкции почти сводится к нулю. Анод же постепенно разрушается и его необходимо периодически менять.

Анодная защита

При **анодной защите** потенциал защищаемого металла смещается в более положительную сторону до достижения пассивного устойчивого состояния системы.

Анодная защита является одним из методов борьбы с коррозией металлов в агрессивных химических средах. Она основана на переводе металла из активного состояния в пассивное и поддержании этого состояния при помощи внешнего анодного тока.



Метод протектора: к защищаемой металлической конструкции присоединяют кусок более активного металла (протектор), который служит анодом и разрушается в присутствии электролита.

4. Электролиз

Электролиз – это совокупность процессов, протекающих на электродах при пропускании электрического тока через раствор или расплав электролита.

Различают

- Электролиз **расплавов** и **р-ров** в-в
- Электролиз с **инертными** и **активными** электродами

4. Электролиз

Факторы, влияющие на электролиз:

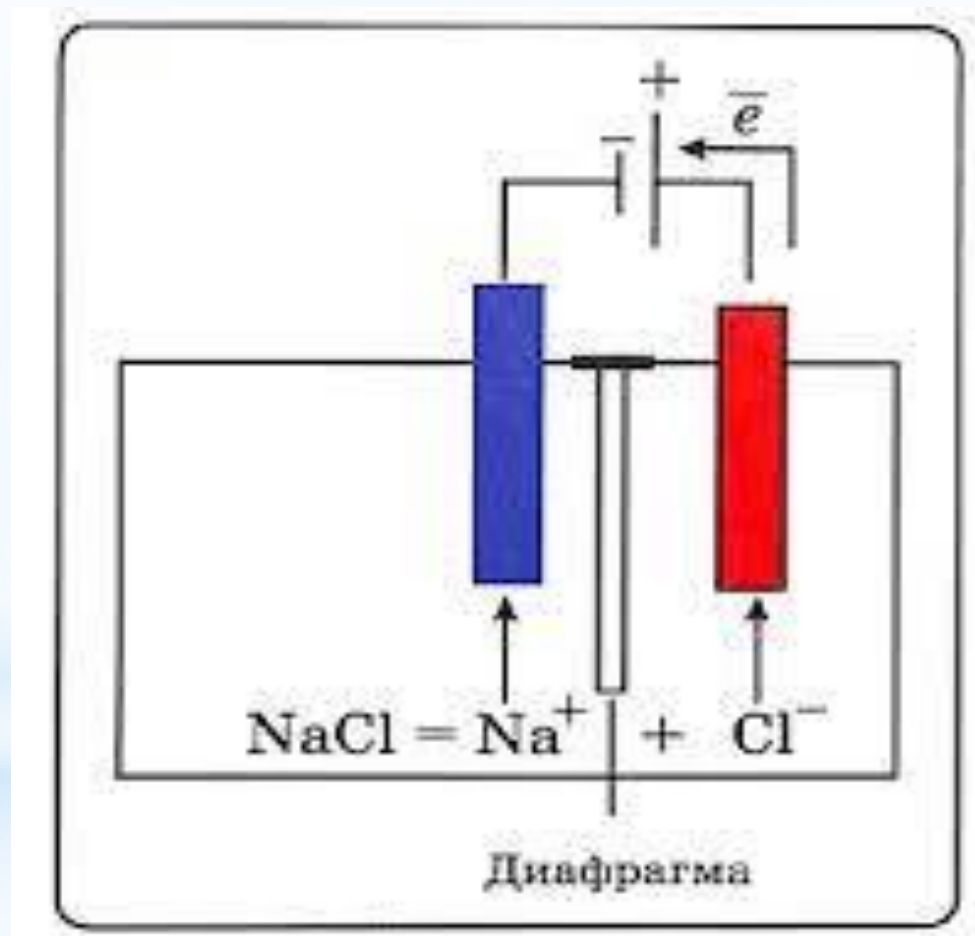
- Состав электролита
- Материал электрода
- Температура
- Напряжение
- Плотность тока и др.

4. Электролиз

На **катоде** (–) происходит процесс **восстановления**,
а на **аноде** (+) происходит процесс **окисления**.

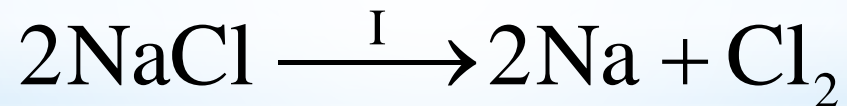
4. Электролиз

Электролиз **расплава** соли NaCl



4. Электролиз

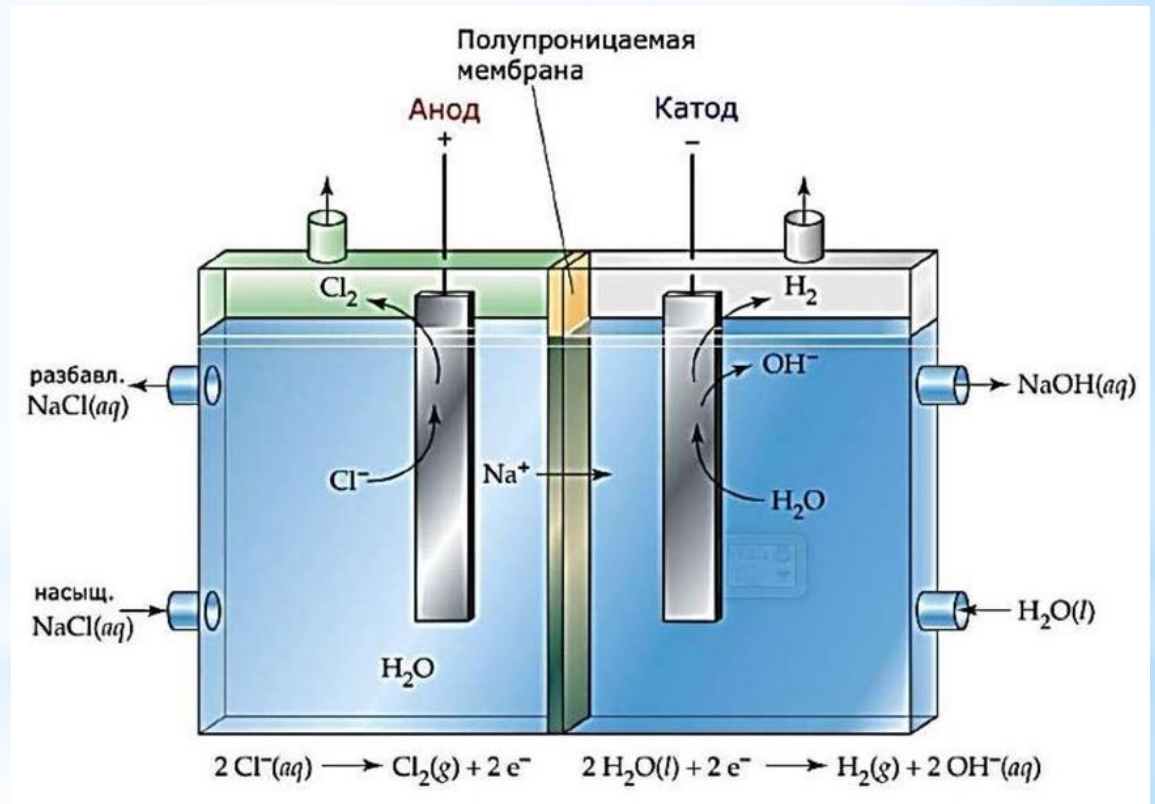
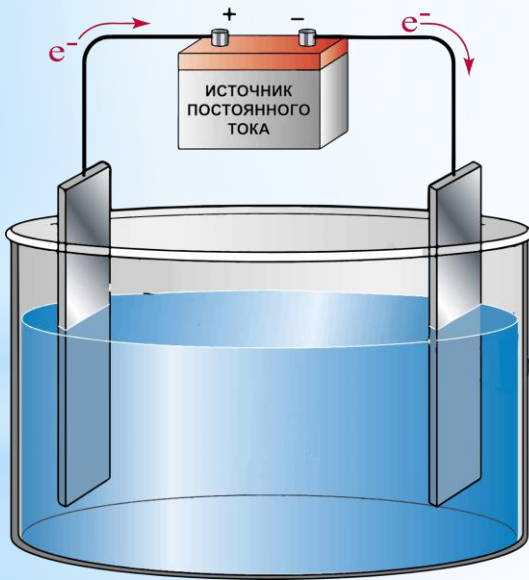
Электролиз **расплава** соли NaCl



Суммарная реакция

4. Электролиз

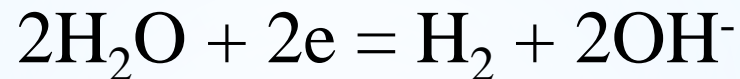
Электролиз растворов



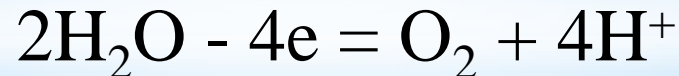
4. Электролиз

Электролиз растворов

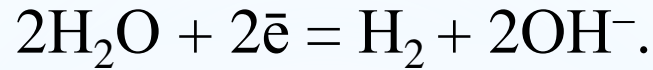
Процесс **восстан-ия** молекул H_2O (на катоде):



Процесс **окисления** молекул H_2O (на аноде):



4. Электролиз



$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{H}^+] = 0 + \frac{0,059}{1} \lg [10^{-7}] = -0,41 \text{ В}$$

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al | Mn Zn Cr Fe Cd | Co Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au

активные

**средней
активности**

малоактивные

$$\varphi \ll -0,41 \text{ В}$$

$$\varphi \approx -0,41 \text{ В}$$

$$\varphi > -0,41 \text{ В}$$

4. Электролиз

Катодные процессы

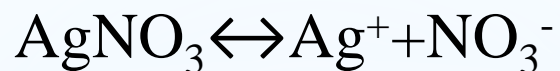
Li ... Al	Mn ... Cd	Co ... Au
Восстановление воды	Восстановление Me и восстановление воды	Восстановление Me
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + \text{ne} = \text{Me}$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + \text{ne} = \text{Me}$
Вторичный процесс в катодном пространстве		
$\text{Me}^{n+} + \text{n(OH)}^- = \text{Me(OH)}_n$		

4. Электролиз

Анодные процессы

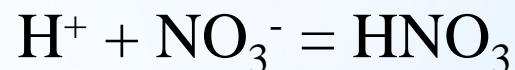
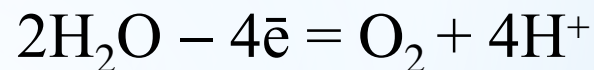
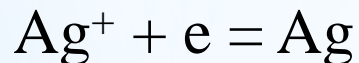
Простые анионы Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} и др. (кроме F^-)	Сложные анионы (SO_4^{2-} , NO_3^- и т.д.) и F^-
Окисление иона $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$	Окисление воды $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
	Вторичный процесс
	$n\text{H}^+ + \text{кислотный остаток} = \text{кислота}$

4. Электролиз



Катод (-)

Анод (+)

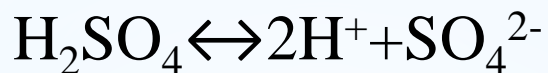


Суммарная реакция:



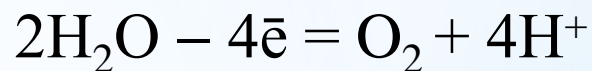
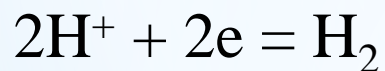
4. Электролиз

Электролиз кислоты



Катод (-)

Анод (+)

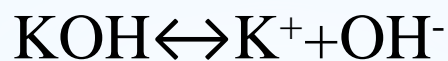


Суммарная реакция:



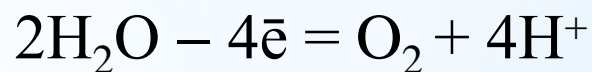
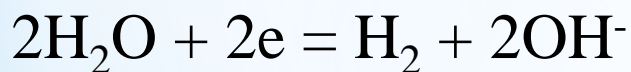
4. Электролиз

Электролиз щелочи

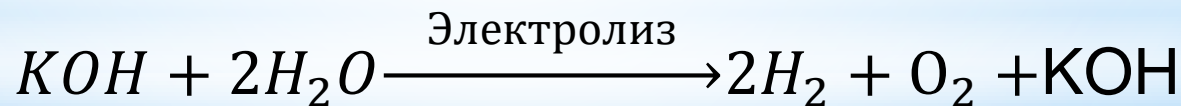


Катод (-)

Анод (+)



Суммарная реакция:



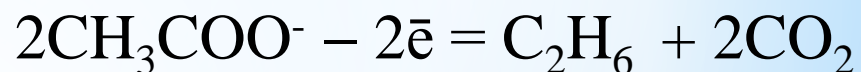
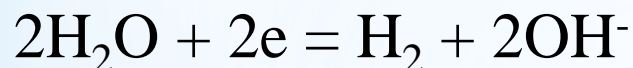
4. Электролиз

Электролиз ацетата натрия



Катод (-)

Анод (+)



Суммарная реакция:

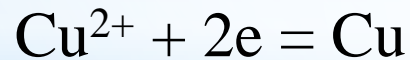


4. Электролиз

Электролиз с растворимым (активным) анодом

В растворе CuSO_4 с анодом из Cu :

Катод (-)



Анод (+)



4. Электролиз

Количественные законы электролиза – **законы Фарадея**

I Закон: «Масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональна количеству электричества, пропущенному через раствор или расплав электролита»

$$m = k \cdot Q, \text{ где } Q = I \cdot \tau$$

m – масса вещества (г),

Q – количество электричества (Кл),

I – сила тока (А),

τ – время электролиза (с).

4. Электролиз

$$k = \frac{M_{\text{ЭК}}}{F}$$

$\frac{M_{\text{ЭК}}}{F}$ – электрохимический эквивалент,

$M_{\text{ЭК}}$ – эквивалентная масса вещества (г/моль экв),

F – постоянная Фарадея (96500 Кл /моль экв).

$$m = \frac{M_{\text{ЭК}} I \cdot t}{F} \eta$$

4. Электролиз

$$V = \frac{V_{\text{ЭК}} I \cdot t}{F} \eta$$

V – объем выделившегося газа,

$V_{\text{ЭК}}$ – его эквивалентный объем.

4. Электролиз

II Закон: «При прохождении одного и того же электричества через раствор или расплав электролита массы (объемы) веществ, выделившихся на электродах, прямо пропорциональны их электрохимическим эквивалентам»

$$m = \frac{M_{\text{эк}}}{F} \quad (\text{при } Q = \text{const})$$

F – количество электричества, необходимое для выделения или превращения одного моль эквивалента вещества

Задача № 1

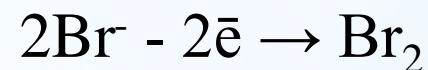
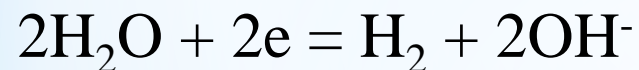
Напишите схемы электродных процессов и суммарное уравнение реакции, протекающих при электролизе водного раствора KBr с инертными электродами.

ОТВЕТ



Катод (-)

Анод (+)



Суммарная реакция:



Задача № 2

Электролиз раствора сульфата железа (II) проводили 12 ч при силе тока 50 А. Определите массу полученного железа, если его выход по току составил 80%.

Задача № 2

Дано:

Электролиз раствора FeSO_4

$$\tau = 12 \text{ ч} = 43200 \text{ с}$$

$$I = 50 \text{ А}$$

$$\eta = 80 \%$$

Решение

Найти:

$$m(\text{Fe}) = ?$$

Задача № 2

Дано:

Электролиз раствора FeSO_4

$\tau = 12 \text{ ч} = 43200 \text{ с}$

$I = 50 \text{ А}$

$\eta = 80 \%$

Решение

$$M_{\text{эк}}(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe})}{n(\text{Fe}) \cdot q(\text{Fe})} = \frac{56}{1 \cdot 2} = 28 \text{ г / моль}$$

$$m(\text{Fe}) = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Fe}) \cdot I \cdot \tau}{F} \cdot \eta = \frac{28 \cdot 43200 \cdot 50}{96500} \cdot 0,8 = 501,4 \text{ г}$$

Найти:

$m(\text{Fe}) = ?$

Ответ: $m(\text{Fe}) = 501,4 \text{ г}$

Задача № 3

При электролизе воды в течении одного часа получено 56 л водорода (н.у.) Определите:

- объем, газа образующегося на аноде (л)
- силу тока, протекающего через электролизер (А).

Задача № 3

Дано:

Электролиз воды H_2O

$$\tau = 1 \text{ ч} = 3600 \text{ с}$$

$$V(\text{H}_2) = 56 \text{ л (н.у.)}$$

Решение

Найти:

$$V (\text{газа}) = ?$$

$$I = ?$$

Задача № 3

Дано:

Электролиз воды

H_2O

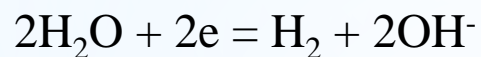
$\tau = 1 \text{ ч} = 3600 \text{ с}$

$V(\text{H}_2) = 56 \text{ л}$

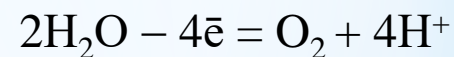
Решение



Катод (-)



Анод (+)



Будем искать объем кислорода!

Найти:

$V(\text{газа}) = ?$

$I = ?$

$$V = \frac{V_{\text{ЭК}} I \cdot t}{F} \eta$$

V – объем выделившегося газа,

$V_{\text{ЭК}}$ – его эквивалентный объем.

Задача № 3

Дано:

Электролиз воды

H_2O

$\tau = 1 \text{ ч} = 3600 \text{ с}$

$V(\text{H}_2) = 56 \text{ л}$

Решение

$$V(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{ЭК}}(\text{H}_2) \cdot I \cdot t}{F} \eta$$

$$V_{\text{ЭК}}(\text{H}_2) = V_{\text{м}} \cdot f_{\text{ЭК}} = V_{\text{м}} \cdot \frac{1}{n(\text{H}) \cdot \nu(\text{H})} = 22,4 \cdot \frac{1}{2 \cdot 1} = 11,2 \text{ л / МОЛЬ}$$

Найти:

$V(\text{газа}) = ?$

$I = ?$

$$I = \frac{V(\text{H}_2) \cdot F}{V_{\text{ЭК}}(\text{H}_2) \cdot \tau} = \frac{56 \cdot 96500}{11,2 \cdot 3600} = 134 \text{ А}$$

Задача № 3

Дано:

Электролиз воды

H_2O

$\tau = 1 \text{ ч} = 3600 \text{ с}$

$V(H_2) = 56 \text{ л}$

Решение

$$V(O_2) = \frac{V_{\text{ЭК}}(O_2) \cdot I \cdot t}{F}$$

$$V_{\text{ЭК}}(O_2) = V_m \cdot f_{\text{ЭК}} = V_m \cdot \frac{1}{n(O) \cdot \nu(O)} = 22,4 \cdot \frac{1}{2 \cdot 2} = 5,6 \text{ л / МОЛЬ}$$

$$V(O_2) = \frac{V_{\text{ЭК}}(O_2) \cdot I \cdot t}{F} = \frac{5,6 \cdot 134 \cdot 3600}{96500} = 28 \text{ л}$$

Ответ: $V(O_2) = 28 \text{ л}$, $I = 134 \text{ А}$.

Найти:

$V(\text{газа}) = ?$

$I = ?$

Литература

И.Я. Клинов. Коррозия химической аппаратуры и коррозионностойкие материалы, 1967 год

«Электрохимические процессы»

Лектор: к.т.н., Мачехина Ксения Игоревна

<http://portal.tpu.ru/SHARED/m/MACHEKHINAKSU>

Email: machekhinaKsu@tpu.ru

2 корпус ТПУ ауд. 212