



ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
УПРАВЛЕНИЕ ДИСТАНЦИОННОГО ОБУЧЕНИЯ И ПОВЫШЕНИЯ  
КВАЛИФИКАЦИИ

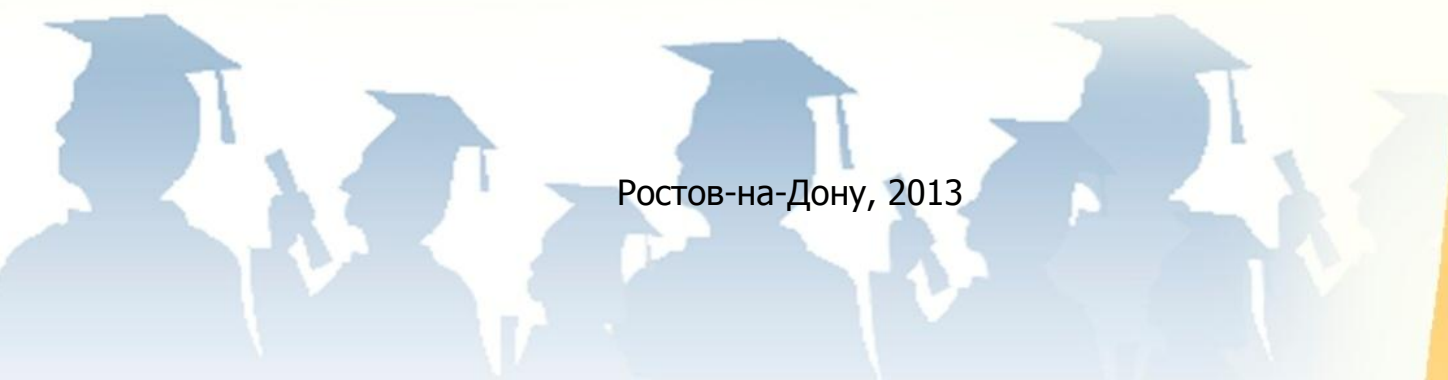
Кафедра «Естественные науки»

**КРАТКИЙ КУРС ЛЕКЦИЙ**  
для иностранных обучающихся предвузовской  
подготовки

**«Химия»**

Составители  
Олехнович Л.Б.  
Шегурова Г.А.  
Луценко В.Н.

Ростов-на-Дону, 2013





## Аннотация

В пособии представлены мини-лекции по основополагающим темам неорганической химии, изучаемые иностранными обучающимися технического и естественнонаучного профилей во II семестре на факультете «Международный» на этапе предвузовской подготовки. Пособие предназначено для закрепления читаемого курса лекций по неорганической химии, содержит адаптированный теоретический материал, контрольные вопросы и задания для самостоятельной работы. Рекомендуется к использованию как на занятиях в аудиторное время, так и для самостоятельной работы иностранных обучающихся при подготовке домашних заданий.

## Составители

Кандидат химических наук, доцент Л.Б.Олехнович

Кандидат химических наук, доцент Г.А.Шегурова

Старший преподаватель В.Н.Лущенко



## Оглавление

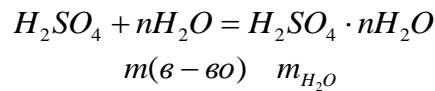
<b>Растворы.....</b>	<b>7</b>
Вопросы для контроля .....	12
Задачи для самостоятельного решения.....	12
<b>Электролитическая диссоциация.....</b>	<b>13</b>
Степень электролитической диссоциации ( $\alpha$ ) .....	13
Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах	14
Вопросы для контроля .....	15
Задания для самостоятельной работы .....	15
<b>Ионные реакции. Условия течения реакций ионного обмена до конца.....</b>	<b>15</b>
Вопросы для контроля .....	16
Задания для самостоятельной работы .....	16
<b>Гидролиз солей.....</b>	<b>16</b>
Вопросы для контроля .....	18
Задания для самостоятельной работы .....	18
<b>Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).....</b>	<b>19</b>
Вопросы для контроля .....	21
Задания для самостоятельной работы .....	21
<b>Металлы (Me) и их свойства. Взаимодействие с кислотами.....</b>	<b>22</b>
Вопросы для контроля .....	24
Задания для самостоятельной работы .....	25
<b>Электрохимические (эл-хим) процессы. Гальванические элементы.....</b>	<b>25</b>
1. Электрохимические процессы .....	25
2. Двойной электрический слой (ДЭС) и электродный потенциал ( $\varphi$ ) .....	26
3. Стандартные (нормальные) электродные потенциалы ( $\varphi^0$ )	27



4. Гальванические элементы.....	28
Вопросы для контроля .....	29
Задания для самостоятельной работы .....	30
<b>Коррозия металлов (Me).....</b>	<b>30</b>
Методы защиты металлов от коррозии. ....	32
Вопросы для контроля .....	33
Задания для самостоятельной работы .....	33
<b>Электролиз.....</b>	<b>35</b>
Вопросы для контроля .....	37
Задания для самостоятельной работы .....	38

**РАСТВОРЫ**

**Раствор** ( $m_{\text{в-во}} + m_{\text{H}_2\text{O}}$ ) - это гомогенная система, которая состоит из растворенного вещества ( $m_{\text{в-во}}$ ), растворителя ( $m_{\text{H}_2\text{O}}$ ) и продуктов взаимодействия.



Способы выражения состава раствора (3)  $\begin{cases} \omega, \omega\% \\ \text{См, М, С} \\ \text{Сн, N} \end{cases}$

**1. Массовая доля растворенного вещества  $\omega$**  считаем на 100 г. раствора.

5г (в-во) + 95г (H<sub>2</sub>O) = 100г (р-р)

$\omega = \frac{5\text{г}}{100\text{г}} = 0,05$ ;  $\omega\% = 0,5 \cdot 100\% = 5\%$   $\omega$  выражается  $\begin{cases} \text{в долях от единицы (0,05)} \\ \text{в процентах (5\%)} \end{cases}$

**Массовая доля растворенного вещества  $\omega$**  – это отношение массы растворенного вещества ( $m_{\text{в-во}}$ ) к массе раствора ( $m_{\text{р-р}}$ ), **выраженное в процентах.**

$\omega$  показывает, сколько граммов вещества содержится в 100 граммах раствора.

30% раствор вещества. Что это?

$m(\text{в-во})=30 \text{ г}$   $m(\text{р-р})=100 \text{ г}$

$$\omega\% = \frac{m(\text{в-во})}{m(\text{р-р})} \cdot 100\% \quad (1)$$

$$m(\text{р-р}) = m(\text{в-во}) + m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\omega\% = \frac{m(\text{в-во})}{m(\text{в-во}) + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% \quad (2)$$

$$m(\text{р-р}) = V(\text{р-р}) \cdot \rho(\text{р-р})$$

$$\omega\% = \frac{m(\text{в-во})}{V(\text{р-р}) \cdot \rho(\text{р-р})} \cdot 100\% \quad (3)$$

**Изменение массовой доли  $\omega$  до**

$$\begin{cases} \omega_1 \\ + m_1(\text{в-во}) \\ \omega_2 \\ + m_2(\text{H}_2\text{O}) \end{cases}$$



Если к данному раствору прибавить вещество  $+m_1(\text{в-во})$ , то  $\omega_1 > \omega$ :

$$\omega_1 = \frac{m(\text{в-во}) + m_1(\text{в-во})}{m(\text{р-р}) + m_1(\text{в-во})} \cdot 100\% \quad (4)$$

Если к данному раствору прибавить воду  $+m_2(\text{H}_2\text{O})$ , то  $\omega_2 < \omega$ :

$$\omega_2 = \frac{m(\text{в-во})}{m(\text{р-р}) + m_2(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% \quad (5)$$

**II. Молярная концентрация  $C_M$**  считаем на 1 л раствора

$$C_M = \frac{n(\text{в-во}) \text{ моль}}{V(\text{р-р}) \text{ л}} \quad n = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow \quad (6)$$

$$C_M = \frac{m(\text{в-во}) \text{ моль}}{M(\text{в-во}) \cdot V(\text{р-р}) \text{ л}} \quad (7)$$

$n$  - количество растворенного в-ва (моль),  
 $M$  – молярная масса (г/моль) растворенного в-ва,  
 $V$  – объем раствора (л)

**Молярная концентрация  $C_M$  – это отношение числа молей растворенного вещества ( $n$ ) к объему раствора (в литрах).**

$C_M$  показывает, сколько молей растворенного вещества содержится в 1 л раствора.

1M<sub>р-р</sub> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> содержит 1 моль H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> в 1 л р-ра  
одномолярный р-р Форма записи: 1M<sub>р-р</sub>  $\Rightarrow$   $C_M = 1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$

0,1 M р-р H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> содержит 0,01 моль H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> в 1 л р-ра  
децимолярный р-р

0,01 M р-р H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> содержит 0,01 моль H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> в 1 л р-ра  
сантимолярный р-р

**III. Нормальная концентрация  $C_N$**   $\rightarrow$  считаем на 1 литр раствора.

$$C_N = \frac{m(\text{в-во}) \text{ моль}}{M_{\text{э}}(\text{в-во}) \cdot V(\text{р-р}) \text{ л}} \quad (8)$$



, где  $m$  – масса растворенного в-ва (г),  
 $M_{\text{э}}$  – молярная масса эквивалента растворенного в-ва, (г/моль)

$V$  – объем раствора (л)

**Нормальная концентрация  $C_{\text{н}}$  – это отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора (в литрах).**

$C_{\text{н}}$  показывает, сколько эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 л раствора.

Форма записи: 1 н р-р  $\Rightarrow C_{\text{н}} = 1 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$

1 н р-р  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит 1 экв.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 1 л р-ра  
однонормальный

0,1 н р-р  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит 0,1 экв.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 1 л р-ра  
децинормальный

0,01 н р-р  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит 0,01 экв.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 1 л р-ра  
сантинормальный

**ЗАПОМНИТЕ!**

$$M_{\text{э}}(\text{кислота}) = \frac{1}{\text{число атомов Н}} \cdot M(\text{г/моль}) \Rightarrow M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{PO}_4) = \frac{1}{3} M(\text{г/моль})$$

$$M_{\text{э}}(\text{основание}) = \frac{1}{\text{валентность Ме}} \cdot M(\text{г/моль}) \Rightarrow M_{\text{э}}(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{1}{2} M(\text{г/моль})$$

$$M_{\text{э}}(\text{оксид, соль}) = \frac{1}{\text{валентность Ме} \cdot \text{число атомов Ме}} \cdot M(\text{г/моль}) \Rightarrow M_{\text{э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6} M(\text{г/моль})$$

$$\frac{1}{2}, \frac{1}{3}, \frac{1}{6} \dots \Rightarrow f \text{ (фактор эквивалентности)} \Rightarrow M_{\text{э}}(\text{в-во}) = f \text{ экв.} \cdot M \text{ (г/моль)}$$

#### IV. Переход от молярной концентрации $C_{\text{м}}$ к нормальной концентрации $C_{\text{н}}$ ( $C_{\text{м}} \Leftrightarrow C_{\text{н}}$ )

Из формулы (7), (8):

$$C_{\text{н}} = \frac{C_{\text{м}}}{f \text{ экв.}} \Rightarrow C_{\text{м}} = f \text{ экв.} \cdot C_{\text{н}}$$

(9)

**ЗАПОМНИТЕ!**  $\text{Э}(\text{в-во}) \leq M(\text{в-во})$  и  $C_{\text{н}} \geq C_{\text{м}}$

**V. Расчет по объемам реагирующих растворов разных нормальностей**

(10)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{H_2}}{C_{H_1}} \Rightarrow \boxed{V_1 C_{H_1} = V_2 C_{H_2}}$$

, где [V] = мл

**Типовая задача 1.**

Сколько граммов NaCl надо взять, чтобы приготовить 3 литра 10%-ного раствора? Плотность раствора 1,109 г/мл.

Дано:

$$V(p-p) = 3\text{л} = 3000\text{мл}$$

$$\omega = 10\%$$

$$\rho = 1,109\text{г/мл}$$

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

Решение:

Из формулы (3):

$$m(\text{в} - \text{во}) = \frac{\omega \cdot V(p-p) \cdot \rho(p-p)}{100\%}$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{10\% \cdot 3000\text{мл} \cdot 1,109\text{г/мл}}{100\%}$$

$$m(\text{NaCl}) = 332,7\text{г}$$

**Типовая задача 2.**

50 г сульфата натрия растворили в 550 мл воды. Плотность раствора 1,109 г/мл. Определить массовую долю соли в растворе, молярную и нормальную концентрации.

Дано:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 50\text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 550\text{ мл}$$

$$= 600\text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) =$$

формуле (1):

$$= 1\text{ г/мл} \cdot 550\text{ мл} = 550\text{ г}$$

$$\omega\% = \frac{50\text{ г}}{600\text{ г}} \cdot 100\% = 8,3\%$$

$$\rho(p-p) = 1,109\text{ г/мл}$$

$$\omega\% - ?$$

$$C_M - ?$$

$$C_N - ?$$

Решение:

Находим массу раствора:

$$m(p-p) = m(\text{в} - \text{во}) + m(\text{H}_2\text{O}) \Rightarrow 50\text{ г} + 550\text{ г}$$

Определяем массовую долю соли в растворе по

$$\omega\% = \frac{m(\text{в} - \text{во})}{m(p-p)} \cdot 100\%$$

Находим объем 600 г раствора по его плотности:

$$V(p-p) = \frac{m(p-p)}{\rho(p-p)} = \frac{600\text{ г}}{1,109\text{ г/мл}} = 541\text{ мл} \approx 0,54\text{ л}$$

Определяем молярную концентрацию раствора по

формуле (7):





$$C_M = \frac{50\text{г}}{142\text{ г/моль} \cdot 0,54\text{л}} = 0,65 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$

Определяем нормальную концентрацию раствора по формуле (8):

$$C_H = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M_{\text{э}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{p-p})}$$

$$C_H = \frac{50\text{г}}{71\text{ г/моль} \cdot 0,54\text{л}} = 1,3 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$

$$\text{Или из формулы (9): } C_H = 0,65 \text{ моль/л} \cdot 2 = 1,3 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$

### Типовая задача 3

Какие массы 15 %-ного раствора хлорида натрия и воды нужно взять для приготовления 500 г 12 %-ного раствора NaCl ?

Решение:

Находим массу NaCl в 500 г 12%-ного раствора:

$$m(\text{NaCl}) = m(\text{p-p}) \cdot \omega(\text{NaCl}) = 500\text{ г} \cdot 0,12 = 60\text{ г}$$

Рассчитаем, в какой массе 15 %-ного раствора содержится 60 г NaCl:

$$m'(\text{p-p}) = \frac{m(\text{NaCl})}{\omega'(\text{NaCl})} = \frac{60\text{г}}{0,15} = 400\text{г}$$

Находим массу воды, которую нужно добавить к 400 г. 15 % раствора для получения 500 г 12%-ного раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500\text{ г} - 400\text{ г} = 100\text{ г}$$

Ответ: для получения 500 г 12%-ного раствора нужно взять 400 г 15%-ного раствора и 100 г воды.

### Типовая задача 4

В 300 мл воды растворили 12,5 г медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Найти массовую долю  $\text{CuSO}_4$  в полученном растворе.

Решение:

Для приготовления растворов часто используют кристаллогидраты. По молярным массам кристаллогидрата и безводной соли можно рассчитать массу безводной соли в данной массе кристаллогидрата:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250\text{ г/моль};$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 160\text{ г/моль}.$$

В 250 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  содержится 160 г  $\text{CuSO}_4$

В 12,5 г.  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  содержится  $x$  г  $\text{CuSO}_4$

$$x = \frac{12,5\text{г} \cdot 160\text{г}}{250\text{г}} = 8\text{г} \Rightarrow m(\text{CuSO}_4) = 8\text{г}$$

Масса раствора равна сумме масс воды и растворенного кристаллогидрата:



$$m(p-p) = m(H_2O) + m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$$

$$m(p-p) = 300 \text{ г} + 12,5 \text{ г} = 312,5 \text{ г}$$

Массовая доля  $CuSO_4$  в растворе равна:

$$\omega(CuSO_4) = \frac{m(CuSO_4)}{m(p-p)} = \frac{8 \text{ г}}{312,5 \text{ г}} = 0,0256 \text{ (2,56\%)}$$

### Вопросы для контроля

1. Раствор. Дайте определение.
2. Что такое массовая доля растворенного вещества?
3. Что показывает молярная концентрация раствора?
4. Что показывает нормальная концентрация раствора?
5. Рассчитайте молярную массу эквивалентов угольной кислоты, фосфата алюминия, гидроксида железа III, оксида серы VI.

### Задачи для самостоятельного решения

1. В 220 г воды растворили 30 г хлорида натрия. Определить массовую долю хлорида натрия в растворе.
2. Сколько граммов гидроксида калия содержится в 0,2 л 20%-ного раствора? Плотность раствора 1,23 г/мл.
3. 3 моль гидроксида натрия растворили в 1 л воды. Определить массовую долю гидроксида натрия в растворе.
4. Какую молярную концентрацию имеет раствор, если 200 мл его содержит 6 г гидроксида натрия?
5. Определить нормальную концентрацию раствора, который содержит 90 г сульфата магния в 250 мл раствора.
6. В каком объеме 3 н. (трехнормального) раствора гидроксида натрия содержится 1,2 г этого основания?
7. К 500 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия (плотность равна 1,2 г/мл) прибавили 30 граммов гидроксида натрия. Определить массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.
8. К 200 г 40%-ного раствора хлорида натрия прибавили 100 г воды. Определить массовую долю соли в полученном растворе.
9. Сколько граммов 30%-ного раствора сульфата натрия нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10%-ный раствор этой соли?
10. К 550 мл 27%-ного раствора гидроксида натрия (плотность равна 1,3 г/мл) прибавили 200 мл воды и 150 г гидроксида натрия. Определить массовую долю щелочи (гидроксида натрия) в полученном растворе.
11. Вычислить: а) массовую долю соли в растворе, б) молярную концентрацию, в) нормальную концентрацию раствора, который содержит 232,7 г нитрата кальция в 1 л раствора. Плотность раствора 1,16 г/мл.
12. Определить молярную и нормальную концентрации 35%-ного раствора фосфорной кислоты. Плотность раствора 1,22 г/мл.



13. Определить массовую долю гидроксида натрия в двунормальном растворе этого основания. Плотность раствора 1,08 г/мл.
14. Найти массовую долю серной кислоты в 5 М (пятимольном) растворе этой кислоты. Плотность раствора 1,29 г/мл.
15. Сколько граммов  $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  нужно взять, чтобы приготовить 100 г раствора с массовой долей хлорида кобальта, равной 15% ?

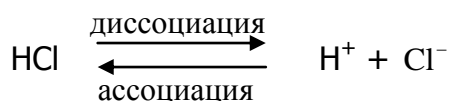
## ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.

**Электролиты – это вещества, которые в растворах и расплавах проводят электрический ток (соли, неорганические кислоты, основания).**

**Неэлектролиты – это вещества, которые в растворах и расплавах не проводят электрический ток (органические вещества: сахар, глицерин, спирт, бензол).**

### Основные положения теории электролитической диссоциации.

**Электрическая диссоциация – это процесс распада молекул электролита на ионы под действием молекул воды.**



- 1 положение** Электролиты при растворении в воде диссоциируют на положительные ионы (катионы) и отрицательные ионы (анионы).
- 2 положение** При действии электрического тока катионы движутся к отрицательному электроду – катоду, анионы – к положительному электроду – аноду.
- 3 положение** Электролитическая диссоциация процесс обратимый

## Степень электролитической диссоциации ( $\alpha$ )

**Степень электролитической диссоциации ( $\alpha$ ) - это отношение числа молекул, которые диссоциировали на ионы ( $N_{\text{дис.}}$ ), к общему числу молекул растворенного вещества ( $N_{\text{общ.}}$ )**

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N_{\text{общ.}}} \quad \text{или} \quad \alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N_{\text{общ.}}} \cdot 100\%$$

Если  $\alpha = 0,6$  или  $\alpha = 60\%$ , значит  $N_{\text{дис.}} = 60$  молекул,  $N_{\text{общ.}} = 100$  молекул

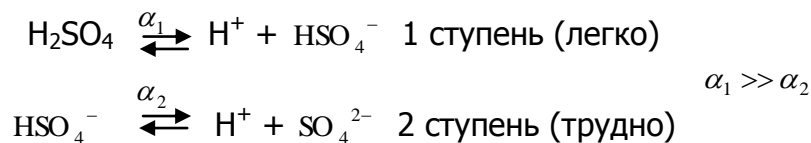


$\alpha > 30\%$  - сильные электролиты (большинство растворимых солей, неорганических кислот и основания металлов главных подгрупп I и II группы).  
 $\alpha < 3\%$  - слабые электролиты ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ )

## Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах

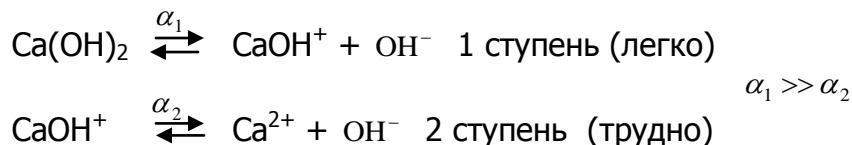
|| **Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют только катионы водорода  $\text{H}^+$  и не образуют других катионов.**

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



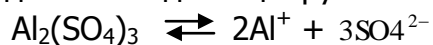
|| **Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют только анионы гидроксогруппы  $\text{OH}^-$  и не образуют других анионов.**

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

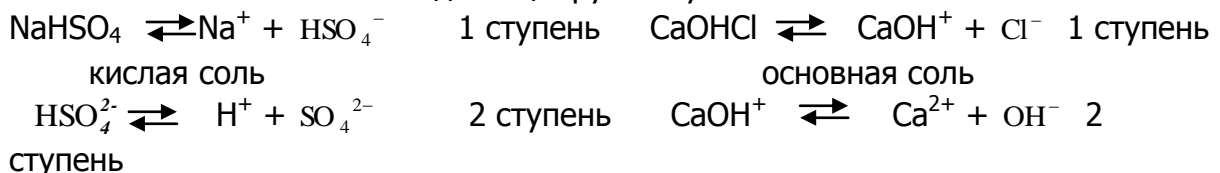


|| **Средние соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла  $\text{Me}^{n+}$  и анионы кислотного остатка  $\text{A}^-$ .**

Средние соли диссоциируют без ступеней, сразу:



Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато:





## Вопросы для контроля

1. Какие вещества называют электролитами?
2. Какие вещества называют неэлектролитами?
3. Электролитическая диссоциация. Дайте определение.
4. Перечислите все три положения электролитической диссоциации.
5. Степень электролитической диссоциации. Дайте определение.
6. Кислоты. Дайте определение. Как диссоциируют многоосновные кислоты?
7. Основания. Дайте определение. Как диссоциируют многокислотные основания?
8. Средние соли. Дайте определение. Как диссоциируют средние соли?
9. Как диссоциируют кислые и основные соли?

## Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ:
  - а)  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;
  - б)  $\text{MgOHCl}$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
  - в)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ .

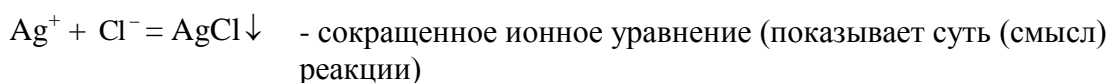
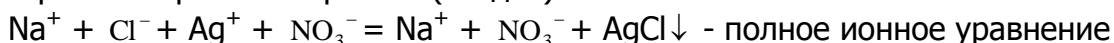
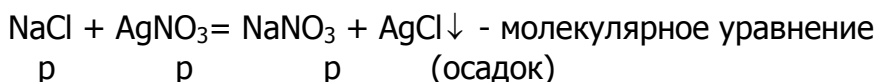
## ИОННЫЕ РЕАКЦИИ. УСЛОВИЯ ТЕЧЕНИЯ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА ДО КОНЦА.

Химические реакции протекают в растворах. Растворы электролитов содержат ионы. Реакции идут между ионами.

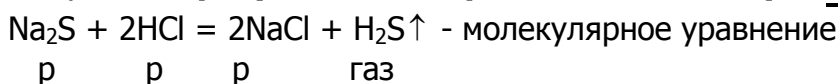
**Реакции, которые идут в растворах между ионами, называют ионными реакциями, а уравнения таких реакций – ионными уравнениями.**

Ионные реакции идут до конца (необратимые реакции) в трех случаях:

**1 случай: образуется нерастворимое вещество (осадок ↓)**



**2 случай: образуется газообразное вещество (газ ↑)**





$2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{S} \uparrow$  - полное ионное уравнение

$2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S} \uparrow$  - сокращенное ионное уравнение

3 случай: **образуется слабый электролит** ( $\alpha < 3\%$ ) **или вода**

$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$  - молекулярное уравнение

$\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- = \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$  - полное ионное уравнение

$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$  - сокращенное ионное уравнение

**ЗАПОМНИТЕ! Осадки, газы, слабые электролиты и воду пишут в виде молекулы.**

### Вопросы для контроля

1. Ионные реакции. Дайте определение.
2. В каких случаях реакции ионного обмена идут до конца?
3. Какие уравнения называют молекулярными?
4. Какие уравнения называют сокращенными ионными?

### Задания для самостоятельной работы

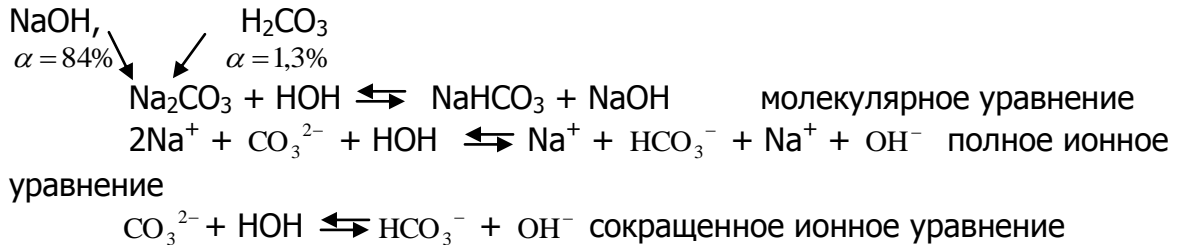
1. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между гидроксидом меди (II) и соляной кислотой; между гидроксидом меди (II) и азотной кислотой.
2. Допишите схемы реакций и составьте уравнения в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах:  
 $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow$   
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \Rightarrow$   
 $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \Rightarrow$
3. Составьте полные ионные и молекулярные уравнения, которые соответствуют кратким уравнениям реакций:  
 $\text{NiOH}^+ + \text{H}^+ \Rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{BO}_3^{3-} + 3\text{H}^+ \Rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$
4. Приведите по два молекулярных уравнения реакций для следующих ионных  
а)  $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{OH}^- = \text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$   
б)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$

### ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

|| Гидролиз солей – это обменное разложение соли водой, после чего изменяется pH раствора.



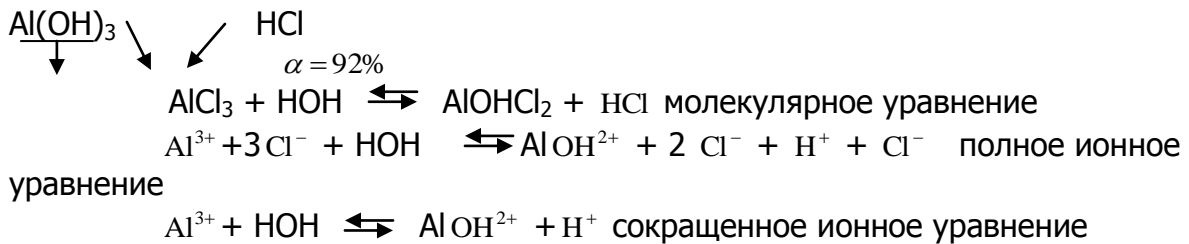
**1 случай гидролиза. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой.**



Гидролиз идет по аниону.

В результате гидролиза реакция раствора щелочная.  $\text{pH} > 7$ , так как при этом образуется сильная щелочь (много ионов  $\text{OH}^-$ ). Второй продукт: малодиссоциированное соединение – кислая соль (первая ступень гидролиза).

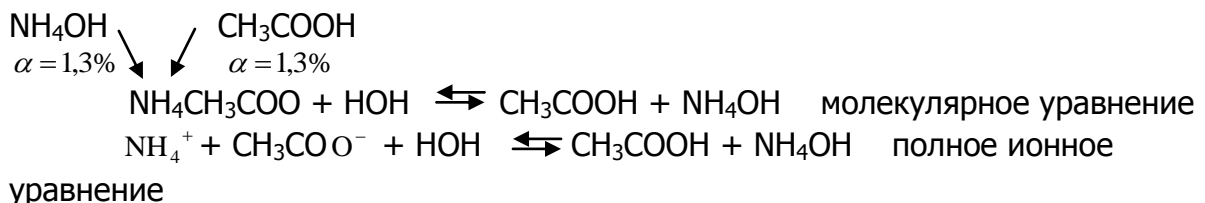
**2 случай гидролиза. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой.**



Гидролиз идет по катиону.

В результате гидролиза реакция раствора кислая.  $\text{pH} < 7$ , так как при этом образуется сильная кислота (много ионов  $\text{H}^+$ ). Второй продукт: малодиссоциированное соединение – основная соль (первая ступень гидролиза).

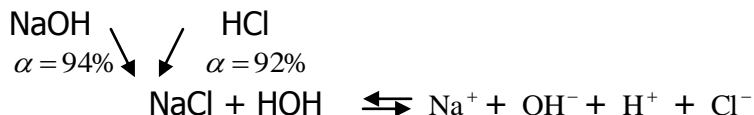
**3 случай гидролиза. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой.**



В результате гидролиза реакция раствора нейтральная.  $\text{pH} = 7$ , так как при этом образуется слабое основание и слабая кислота ( $\alpha$  основания =  $\alpha$  кислоты).



4 случай гидролиза. **Соль образована сильным основанием и сильной кислотой.**



**Соль гидролизу не подвергается (гидролиза нет),** так как малодиссоциированного соединения не образуется,  $\text{pH}=7$ .

### Вопросы для контроля

1. Что называется гидролизом?
2. Каким может быть pH раствора солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой?
3. Как гидролизуются соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием?
4. Как гидролизуются соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием?

### Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения гидролиза солей в ионной и молекулярной форме:  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Укажите реакцию среды и ион, по которому идет гидролиз.
2. Напишите уравнения гидролиза солей в ионной и молекулярной форме:  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ . Укажите реакцию среды.
3. Напишите уравнения гидролиза солей в ионной и молекулярной форме:  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cs}_2\text{SO}_3$ . Укажите реакцию среды.





## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР)

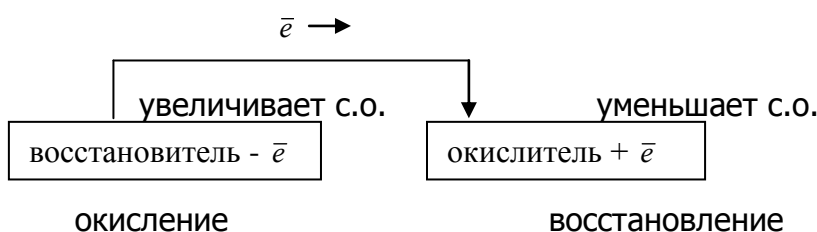
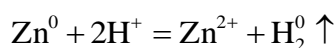
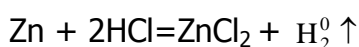
**Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, которые идут с изменением степени окисления элементов.**

**Окисление – это процесс отдачи электронов ( $-\bar{e}$ ).**

**Восстановление – это процесс присоединения электронов ( $+\bar{e}$ ).**

**Окислитель – это атом или ион, который присоединяет  $\bar{e}$  и уменьшает свою степень окисления (с.о.).**

**Восстановитель – это атом или ион, который отдает  $\bar{e}$  и увеличивает свою степень окисления (с.о.)**



### Изменение степеней окисления некоторых элементов

Металлы	Неметаллы
ионы: $\text{MnO}_4^{1-}$ $\text{MnO}_4^{2-}$ $\text{Mn}^{2+}$ <b>Mn</b> $\rightarrow$ <b>+7, +6, +4, +2</b> молекулы: - - $\text{MnO}_2^0 \downarrow$ - ионы: $\text{Fe}^{3+}$ $\text{Fe}^{2+}$ <b>Fe</b> $\rightarrow$ <b>+3, +2</b> (Co, Ni) молекулы: - - ионы $\text{CrO}_7^{2-}$ $\text{CrO}_4^{2-}$ $\text{Cr}^{3+}$ $\text{CrO}_2^-$ <b>Cr</b> $\rightarrow$ <b>+6</b> <b>+3</b> молекулы: - -	ионы: $\text{NO}_3^-$ - $\text{NO}_2^-$ - - - $\text{NH}_4^+$ <b>N</b> $\rightarrow$ <b>+5 +4 +3 +2 +1 0 -3</b> молекулы: $\text{N}_2\text{O}_5$ $\text{NO}_2$ $\text{N}_2\text{O}_3$ $\text{NO}$ $\text{N}_2\text{O}$ $\text{N}_2^0$ $\text{NH}_3^0 \uparrow$ Ионы: $\text{SO}_4^{2-}$ $\text{SO}_3^{2-}$ - $\text{S}^{2-}$ <b>S</b> $\rightarrow$ <b>+6 +4 0 -2</b> молекулы: $\text{SO}_3$ $\text{SO}_2$ $\text{S}$ $\text{H}_2\text{S} \uparrow$
	ионы: $\text{ClO}_4^-$ $\text{ClO}_3^-$ $\text{ClO}_2^-$ $\text{ClO}^-$ - $\text{Cl}^-$ <b>Cl (Br, I)</b> $\rightarrow$ <b>+7 +5 +3 +1 0 -1</b> молекулы: $\text{Cl}_2\text{O}_7$ $\text{Cl}_2^0 \uparrow$

Вещества с максимальной положительной с.о. элементов – окислители (крайние слева).



Вещества с максимальной отрицательной с.о. элементов – восстановители (крайние справа).

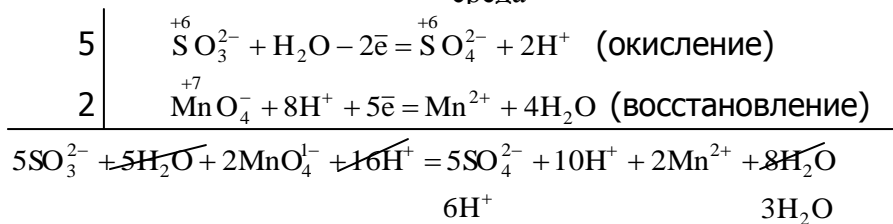
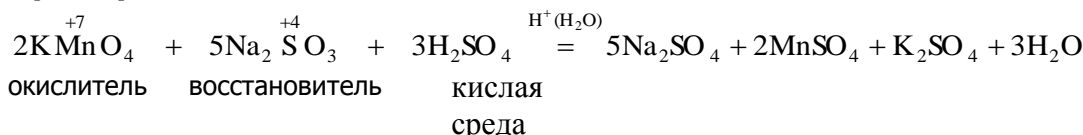
Вещества с промежуточной с.о. элементов могут быть и восстановителями, и окислителями.

**ЗАПОМНИТЕ!**

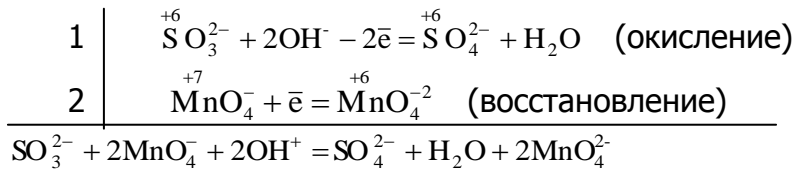
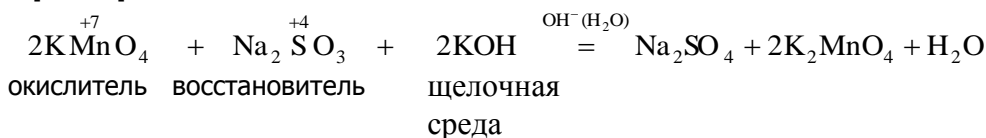
Продукты восстановления иона  $\text{MnO}_4^-$  зависят от среды.



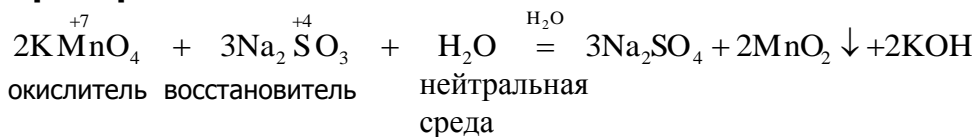
**Пример 1.**

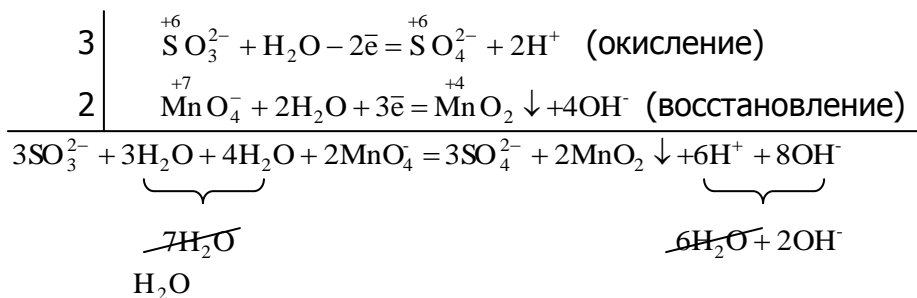
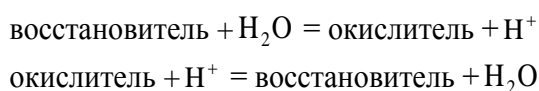
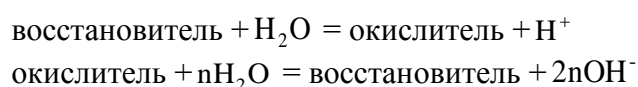
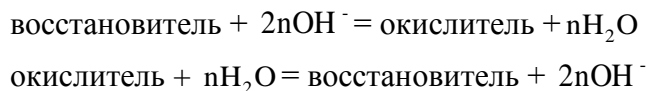


**Пример 2.**



**Пример 3.**



**Формальные правила.****В кислой среде ( $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ):****В нейтральной среде ( $\text{H}_2\text{O}$ )****В щелочной среде ( $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ):**
$$\begin{array}{ll} n = \Delta O & \text{Если } n=1, \text{ то } 2n=2 \\ & \text{Если } n=2, \text{ то } 2n=4 \\ & \text{Если } n=3, \text{ то } 2n=6 \dots \text{ и т.д.} \end{array}$$
**Вопросы для контроля**

1. Какие химические реакции называются окислительно-восстановительными? Дайте определение.
2. Как называются процессы а) отдачи электронов; б) присоединения электронов?
3. Как называются атомы и молекулы, которые: а) отдают электроны; б) присоединяют электроны?
4. Какие вещества могут быть а) только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями, и восстановителями? Приведите примеры.

**Задания для самостоятельной работы**

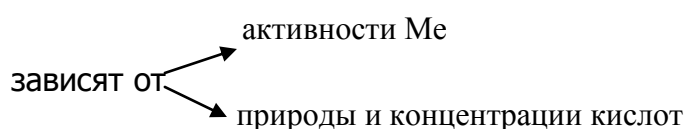
1. Какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:
  - а)  $\overset{r^0}{\text{Fe}}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Br}_2$ ;
  - в)  $\overset{r^0}{\text{Pb}}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ ;
  - г)  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ .



2. Закончите уравнения следующих процессов:
- а)  $\text{Al} - 3\bar{e} =$                       в)  $\text{Br}_2 + 2\bar{e} =$   
б)  $\text{N}^{-3} - 5\bar{e} =$                       г)  $\text{S}^{+6} + 8\bar{e} =$
3. Какие из следующих веществ могут быть а) только окислителями, б) только восстановителями, в) и окислителями, и восстановителями:  
 $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{LiClO}_4$ ,  $\text{Fe}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ .
4. Электронно-ионным методом расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях:
- $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{NaBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{KCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{NaMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$
  - $\text{KMnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{NO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{HNO}_3$
  - $\text{KAsO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Al} + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
  - $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} + \text{HCl}$
  - $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{S} + \text{KOH}$

## МЕТАЛЛЫ (МЕ) И ИХ СВОЙСТВА. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С КИСЛОТАМИ.

Характер взаимодействия Ме с кислотами и продукты восстановления кислот





Ряд активности Ме:

**Li, K, Ba, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au**

Очень активные Ме  
Малоактивные Ме

Активные Ме

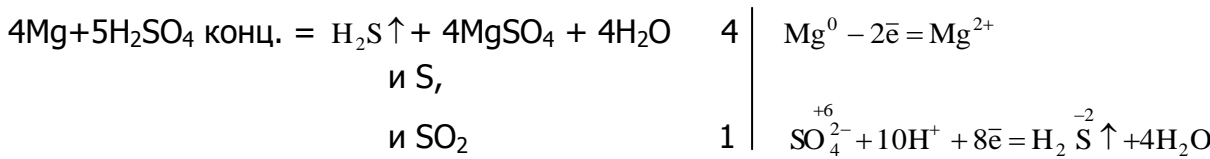
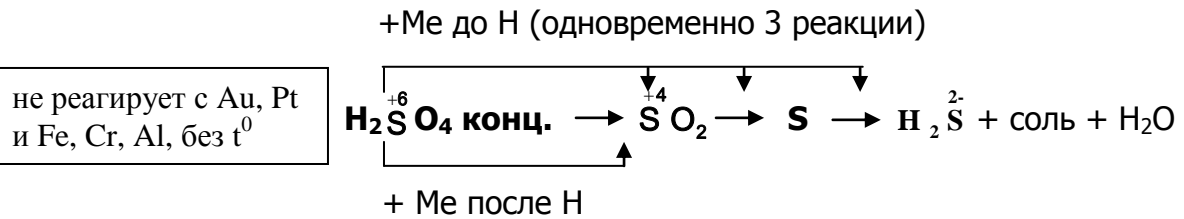
Все  $Me^0$  – восстановители.

Кислоты  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Окислитель - ион } H^+ \text{ (HCl, H}_2\text{SO}_4 \text{ разб., CH}_3\text{COOH)} \rightarrow H_2^0 \uparrow \\ \text{Окислитель - кислотный остаток (H}_2\text{SO}_4 \text{ конц., HNO}_3\text{)} \rightarrow \cancel{H_2^0 \uparrow} \end{array} \right.$

**I. Окислитель - ион  $H^+$ :**  
 HCl конц. } а)  $+Me = \text{ соль} + H_2^0 \uparrow$   
 HCl разб. } (до H в ряду активности Ме)  
 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> разб. } б)  $+Me \neq \text{ нет реакции}$   
 CH<sub>3</sub>COOH } (после H в ряду активности Ме)

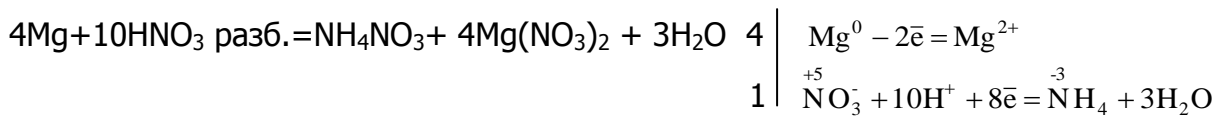
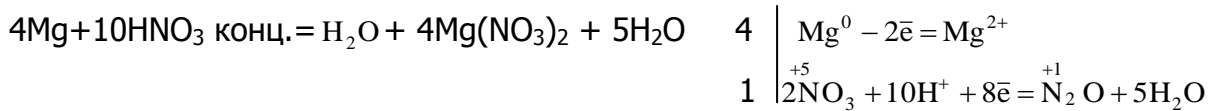
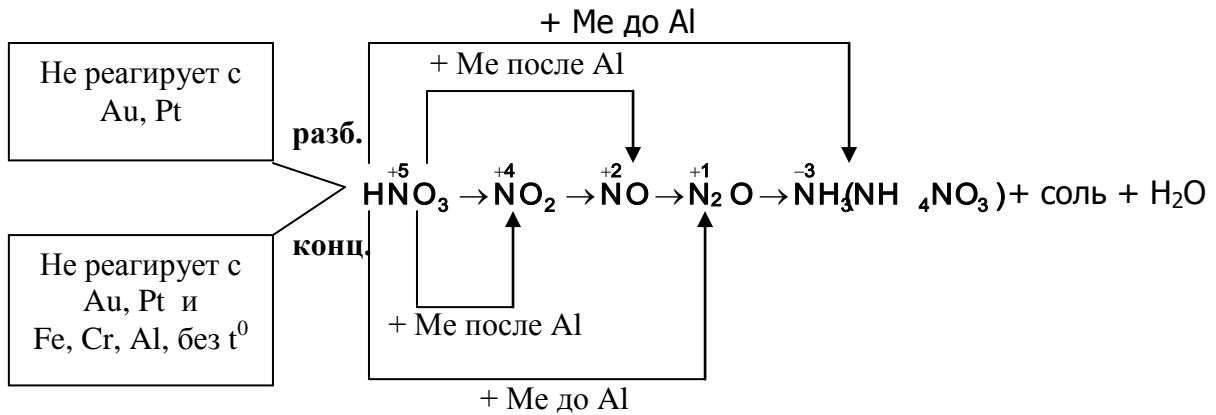
$Zn + H_2SO_4 \text{ разб.} = ZnSO_4 + H_2^0 \uparrow$   
 $Zn^0 - 2e^- = Zn^{2+}$  (ок-ие)  
 $2H^+ - 2e^- = H_2^0 \uparrow$  (восст-ие)  
 $Cu + H_2SO_4 \text{ разб.} \neq \text{ нет реакции}$

**II. Окислитель ион  $SO_4^{2-}$  (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> конц.)**





**III. Окислитель ион  $\text{NO}_3^-$  ( $\text{HNO}_3$  конц.,  $\text{HNO}_3$  разб.)**



**Вопросы для контроля**

1. От чего зависят характер взаимодействия металлов с кислотами и продукты восстановления кислот?
2. На какие две группы делятся кислоты по характеру взаимодействия с металлами?
3. как взаимодействуют металлы:
  - а) с разбавленной и концентрированной соляной кислотой  $\text{HCl}$ ;
  - б) с разбавленной серной кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
 Какой ион в кислоте является окислителем в этом случае? Приведите примеры.
4. Как взаимодействуют металлы с концентрированной серной кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)? Какой ион в кислоте является окислителем в этом случае? Поясните ответ схемой.
5. Как взаимодействуют металлы с разбавленной и концентрированной азотной кислотой  $\text{HNO}_3$  (разб.) и  $\text{HNO}_3$  (конц.)? Какой ион в кислоте является окислителем в этом случае? Поясните ответ схемой.
6. Можно ли в железных сосудах хранить при комнатной температуре 1) раствор  $\text{CuSO}_4$ , 2) раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 3) концентрированную  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 4) концентрированную  $\text{HNO}_3$ , 5) концентрированную  $\text{HCl}$ ?



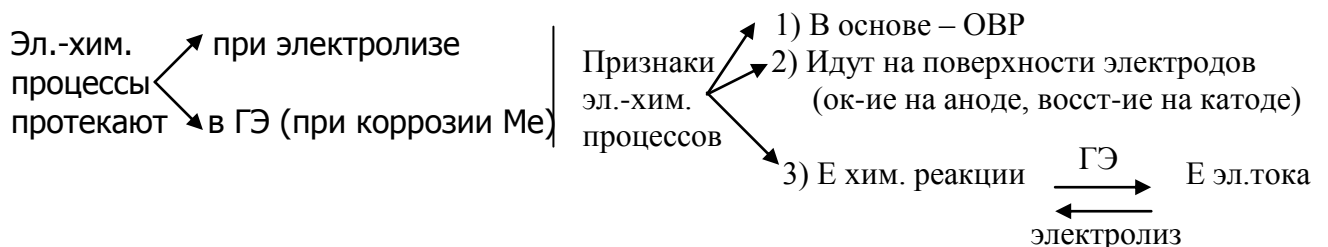
### Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения возможных реакций со следующими металлами по схемам:  
 $Me + HCl$  (разб.) =  
 $Me + HCl$  (конц.) =  
а) Zn; б) Ag; в) Al; г) Pb; д) Fe; е) Li.
2. Напишите уравнения возможных реакций со следующими металлами по схемам  
 $Me + H_2SO_4$  (разб.) =  
 $Me + H_2SO_4$  (конц.) =  
и расставьте коэффициенты электронно-ионным методом:  
а) Ag; б) Ba; в) Fe; г) Zn; д) Al; е) Cr; г) Pb.
3. Напишите уравнения возможных реакций со следующими металлами по схемам  
 $Me + HNO_3$  (разб.) =  
 $Me + HNO_3$  (конц.) =  
и расставьте коэффициенты электронно-ионным методом:  
а) Cu; б) Al; в) Zn; г) Fe; д) Ca; е) Pb; ж) Cr.

## ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ (ЭЛ-ХИМ) ПРОЦЕССЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

1. Электрохимические процессы;
2. Двойной электрический слой (ДЭС) и электродный потенциал ( $\varphi$ )
3. Стандартные (нормальные) электродные потенциалы ( $\varphi^0$ )
4. Гальванические элементы

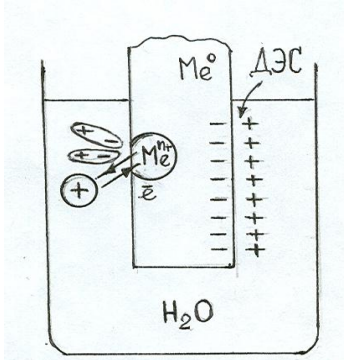
### 1. Электрохимические процессы



**Электрохимические процессы – это окислительно-восстановительные реакции (ОВР), которые идут в результате действия эл.тока или в результате которых возникает эл.ток.**



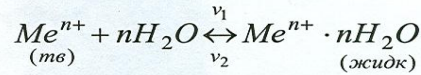
## 2. Двойной электрический слой (ДЭС) и электродный потенциал (φ)



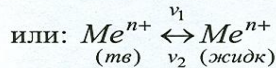
Металл опускаем в жидкость

1) Жидкость – чистая вода

ДЭС: все Me заряжаются «-», а H<sub>2</sub>O «+»



( $\bar{e}$  не гидратируются и в раствор не переходят)

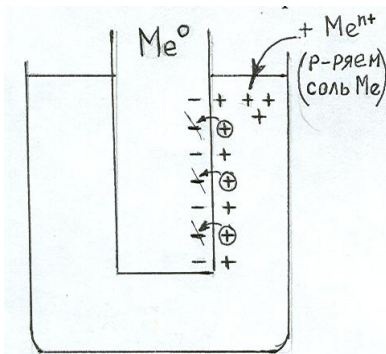


Химическое равновесие → v<sub>1</sub> = v<sub>2</sub>, [Me<sup>n+</sup><sub>жидк</sub>] = C равн.

Величина C равновесной зависит от  $\begin{cases} E \text{ связи } Me^{n+} \text{ в кристаллической решетке} \\ E \text{ гидратации } Me^{n+} \end{cases}$

а) Me – активный    E гидр. > E св.    ⇒ C равн. – большая

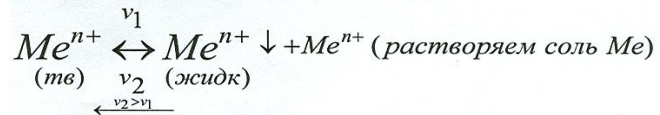
б) Me – неактивный    E гидр. < E св.    ⇒ C равн. – мала



2) Жидкость – раствор соли этого Me

а) Me – активный

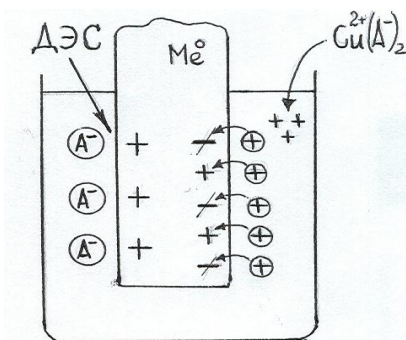
Активные Me заряжаются «-», раствор «+»



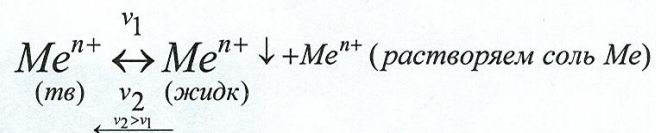
по принципу Ле-Шателье равновесие смещается влево, тем больше, чем больше концентрация Me<sup>n+</sup> в растворе.

а) Me – активный

Активные Me, ионы которых обладают хорошей способностью переходить в раствор (их C равн. – большая), будут и в этом случае заряжаться отрицательно, хотя и в меньшей степени, чем в чистой H<sub>2</sub>O.



б) Неактивные Me перезаряжаются на «+», раствор на «-» (т.к. C равн. – **мала!**)



б) Me – неактивный





Все отрицательные заряды (их мало) нейтрализуются переходящими из жидкой фазы в твердую ионами  $\text{Cu}^{2+}$ , пластина теряет заряд, но ионы  $\text{Cu}^{2+}$  продолжают переходить из раствора в твердую фазу, и при наступившем вновь химическом равновесии  $\text{Me}^{n+} \leftrightarrow \text{Me}^{n+}$   
(тв.) (жидк.)

пластина становится "+" заряжена, а из раствора притягиваются анионы ( $\text{A}^-$ ), раствор заряжается "-".

**Вывод:** на границе  $\text{Me}$  – жидкость, образуется двойной электрический слой и разность потенциалов, которую называют **электродный потенциал** ( $\varphi$ ).

Структура двойного электрического слоя и величина  $\varphi$  зависят от:

1. активности  $\text{Me}$ ;
2.  $[\text{Me}^{n+}]$  в растворе;
3.  $t^0$ .

Любой металл в растворе его соли – "ЭЛЕКТРОД":  $\text{Me}/\text{Me}^{n+}$

### 3. Стандартные (нормальные) электродные потенциалы ( $\varphi^0$ )

Абсолютное значение электродного потенциала  $\varphi$  измерить нельзя. Измеряют его относительное значение по сравнению с электродом,  $\varphi$  которого принят равным нулю.

**Стандартный (или нормальный) водородный электрод – это Pt – пластина в р-ре  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с  $[\text{H}^+] = 1$  моль/л, которая омывается струей газа  $\text{H}_2 \uparrow$  при  $t^0 = 25^\circ\text{C}$  и  $P = 1$  атм.**

стандартные условия

$$\varphi_{\text{PtH}_2/2\text{H}^+} = 0$$

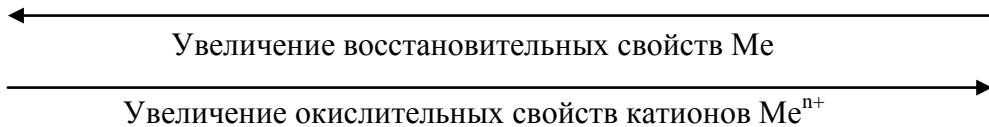
**Нормальный электрод  $\text{H}/\text{H}^+$  соединяют с любым электродом, где  $[\text{Me}^{n+}] = 1$  моль/л при стандартных условиях и измеряют ЭДС, которую назвали: стандартный электродный потенциал  $|\varphi^0|$ .** Например,

$$\varphi^0_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = -0.76\text{В}.$$



Электрохимический ряд напряжений Me:

Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb
H <sub>2</sub>	Cu	Ag	Hg	Au								
Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>
2H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>	-3,04	-2,93	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76
-0,74	-0,44	-0,28	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,8	+0,85	+1,5			

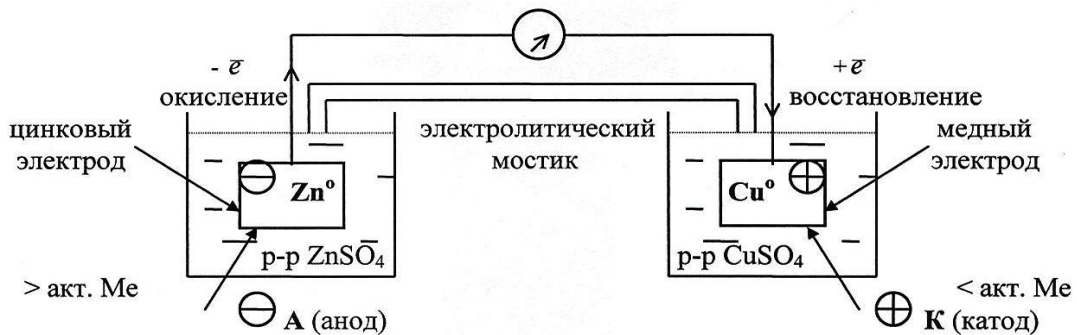


Электрохимическая активность Me ≠ химической активности Me

### 4. Гальванические элементы.

**Гальванический элемент (ГЭ) – это прибор, в котором за счет ОВР образуется электрический ток (E хим.реакции → E эл. тока)**

Схема гальванического элемента:



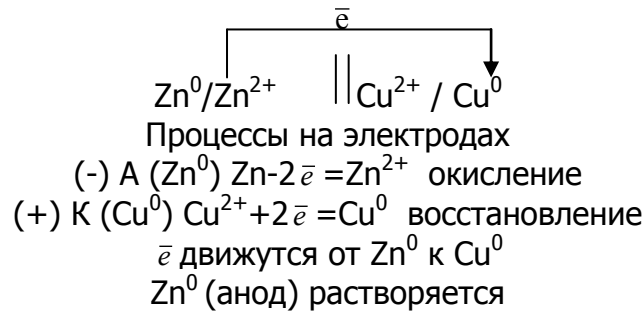
Методические указания для написания схем ГЭ:

1. Более активный Me всегда анод.
2. Анод пишут слева, катод справа.
3. Электролитический мостик обозначают так: || .
4. Электроны e<sup>-</sup> движутся от анода к катоду (слева на право)
5. На аноде идет процесс окисления металлического анода (анод всегда растворяется), на катоде – процесс восстановления катиона.

6. ЭДС ГЭ = φ<sup>0</sup> катода - φ<sup>0</sup> анода      φ<sup>0</sup> Cu<sup>0</sup>/Cu<sup>+2</sup> - φ<sup>0</sup> Zn<sup>0</sup>/Zn<sup>2+</sup> = 0,34В - (-0,75) = 1,1В



Схема ГЭ (форма записи):



Пример

Определите анод и катод в гальваническом элементе  $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ .  
Напишите реакции на электродах. Какой металл будет растворяться? В каком направлении будут перемещаться электроны?

Модель решения:

Mg активнее свинца, поэтому магниевый электрод будет анодом и магний окисляется:

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

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

В результате магниевый анод растворяется и электроны перемещаются от магниевых электрода к свинцовому.

### Вопросы для контроля

1. Электрохимические процессы. Дайте определение.
2. Назовите 3 признака электрохимических процессов.
3. Какова структура двойного электрического слоя, если любой металл опускают в чистую воду?
4. Какова структура двойного электрического слоя, если активный металл опускают в раствор соли этого металла?
5. Какова структура двойного электрического слоя, если неактивный металл опускают в раствор соли этого металла?
6. Что такое «Электрод» и как его записывают?
7. Какие условия называют «стандартными условиями»?
8. Какой электрод называют «стандартным водородным электродом» и чему равен его электродный потенциал?
9. Что такое «стандартный электродный потенциал»?
10. Гальванический элемент. Дайте определение.
11. Какие процессы идут на аноде и на катоде гальванического элемента?
12. Как рассчитывается ЭДС гальванического элемента при стандартных условиях?



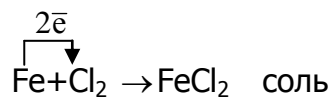
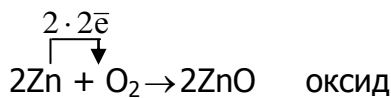
### Задания для самостоятельной работы

1. Определите анод и катод в медно-никелевом гальваническом элементе. Составьте его схему. Напишите электронные уравнения катодного и анодного процессов. Рассчитайте его ЭДС при стандартных условиях.
2. Составьте схему железо-магниевого гальванического элемента. Напишите реакции на электродах. Какой металл будет растворяться? В каком направлении будут перемещаться электроны?
3. Составьте схему олово-цинкового гальванического элемента. Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Рассчитайте его ЭДС при стандартных условиях.
4. Составьте схему алюминий-свинцового гальванического элемента. Напишите реакции на электродах. Какой металл будет растворяться? В каком направлении будут перемещаться электроны?

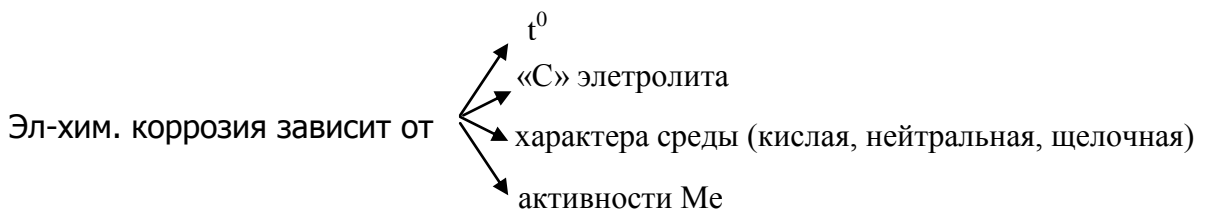
### КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ (МЕ)

**Коррозия – это явление разрушения металлов под действием окружающей среды. При этом идут ОВР и образуются оксиды, основания, соли.**

**Химическая коррозия – это коррозия, которая протекает под действием сухих газов и неэлектролитов.**



**Электрохимическая (эл-хим) коррозия – это коррозия, которая протекает при контакте двух металлов в среде электролита.**

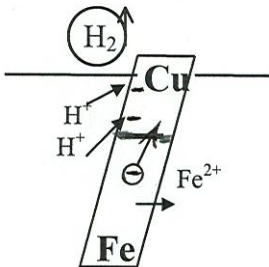




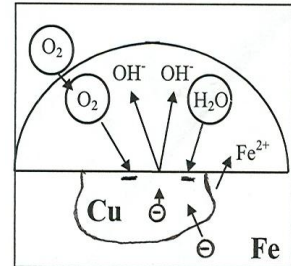
**I. Влияние характера среды на эл-хим. коррозию**

а) Среда **кислая** ( $H^+$ ,  $H_2O$ )

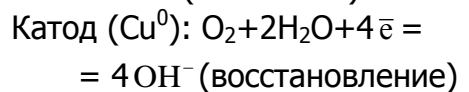
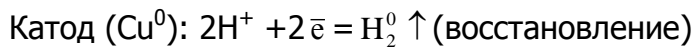
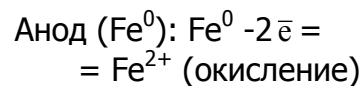
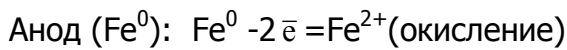
б) Среда **нейтральная** ( $H_2O$ )  
или **щелочная** ( $OH^-$ ,  $H_2O$ )



Форма записи:  
контакт  $Fe^0$  и  $Cu^0$  (Ме включения)  $Fe^0 >$  акт., чем  $Cu^0 \Rightarrow$  образуется ГЭ  
 $Fe^0$  – анод,  $Cu^0$  – катод  
гальваническая пара

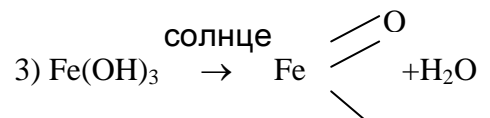


Процессы на электродах:



Вторичная реакция  $Fe^{2+} + X^n = Fe_nX_2$  соль продукт коррозии  $Fe^0$

Вторичная реакция 1)  $2Fe^{2+} + 4OH^- = 2Fe(OH)_2 \downarrow$  белая ржавчина  
2) окисление  $O_2$  (воздух):  
 $4Fe(OH)_2 + O_2^0 + 2H_2O = 4Fe^{3+}(OH)_3^{2-} \downarrow$



**ржавчина**-продукт коррозии Fe

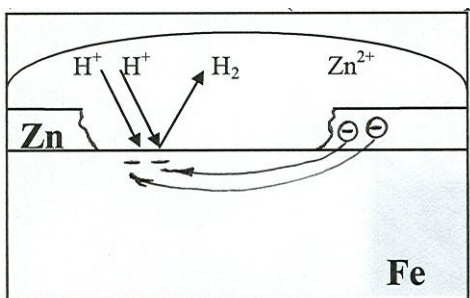
**ЗАПОМНИТЕ:**

1. При контакте двух Ме в среде электролита корродирует более активный  $Me^0$  (анод).
2. Коррозия в кислой среде идет быстрее, чем в щелочной или нейтральной, т.к.  $H^+$  восстанавливается быстрее, чем  $O_2^0$ .



## II. Влияние активности Ме.

### а) оцинкованное железо (анодное покрытие)



Форма записи:

$\text{Fe}^0$  покрыто  $\text{Zn}^0$ . Покрытие нарушено.

$\text{Zn}^0 >$  акт., чем  $\text{Fe}^0 \Rightarrow \Gamma \Xi$

Анод ( $\text{Zn}^0$ ):  $\text{Zn}^0 - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$  (окисление)

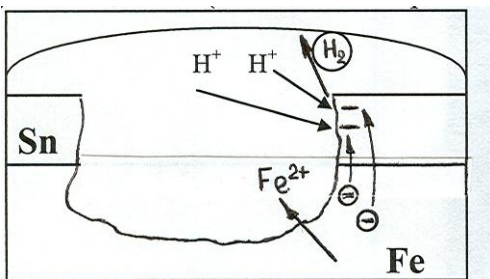
Катод ( $\text{Fe}^0$ ):  $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2 \uparrow$  (восстановление)

Вторичная реакция  $\text{Zn}^{2+} + \text{X}^{n-} = \text{Zn}_n\text{X}_2$  (соль)  
продукт коррозии  $\text{Zn}^0$

$\text{Zn}^0$  (анод) – корродирует (растворяется).

$\text{Zn}^0$  – анодное покрытие

### б) луженое железа (катодное покрытие)



$\text{Fe}^0$  покрыто  $\text{Sn}^0$ . Покрытие нарушено.

$\text{Fe}^0 >$  акт., чем  $\text{Sn}^0 \Rightarrow \Gamma \Xi$

Анод ( $\text{Fe}^0$ ):  $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$  (окисление)

Катод ( $\text{Sn}^0$ ):  $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2 \uparrow$  (восстановление)

Вторичная реакция  $\text{Fe}^{2+} + \text{X}^{n-} = \text{Fe}_n\text{X}_2$  (соль)  
продукт коррозии  $\text{Fe}^0$

$\text{Fe}^0$  (анод) – корродирует (растворяется),

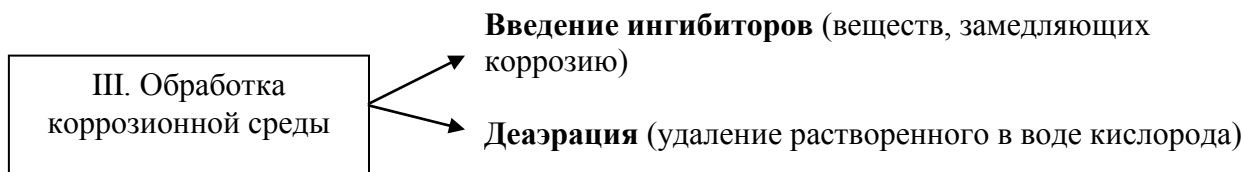
$\text{Sn}^0$  – катодное покрытие

### ЗАПОМНИТЕ!

1. При контакте Двух Ме всегда корродирует более активный  $\text{Me}^0$  (анод).
2. Чем  $> \Delta\varphi^0$  в гальванической паре, тем сильнее коррозия.

## Методы защиты металлов от коррозии.





### Вопросы для контроля

1. Коррозия металлов. Дайте определение.
2. Химическая коррозия. Дайте определение.
3. Электрохимическая коррозия. Дайте определение.
4. От каких факторов зависит электрохимическая коррозия?
5. Ржавчина – продукт коррозии какого металла? Напишите её формулу. При коррозии в кислой или нейтральной среде она образуется?
6. Почему коррозия в кислой среде идет быстрее, чем в щелочной или нейтральной?
7. При контакте двух металлов в среде электролита какой металл всегда корродирует?
8. Какие покрытия используют для защиты металлов от коррозии?
9. Что такое «Протекторная защита»?
10. Какую обработку коррозионной среды применяют для защиты Me от коррозии?

### Задания для самостоятельной работы

1. Составьте схему контактной коррозии меди и свинца в кислой среде и в атмосферных условиях.
2. Железо покрыто никелем. Покрытие нарушено. Напишите уравнения анодного и катодного процессов в нейтральной или щелочной среде электролита. Какое это покрытие? Какой металл будет корродировать?
3. Составьте схему контактной коррозии цинка и алюминия в кислой среде и в атмосферных условиях.
4. Железо покрыто хромом. Покрытие нарушено. Напишите уравнения анодного и катодного процессов в кислой среде электролита. Какое это покрытие? Какой металл будет корродировать?
5. Составьте схему контактной коррозии железа и алюминия в кислой среде и в атмосферных условиях.
6. Опишите коррозию на стыке никеля и кадмия в кислой среде и атмосферных условиях.



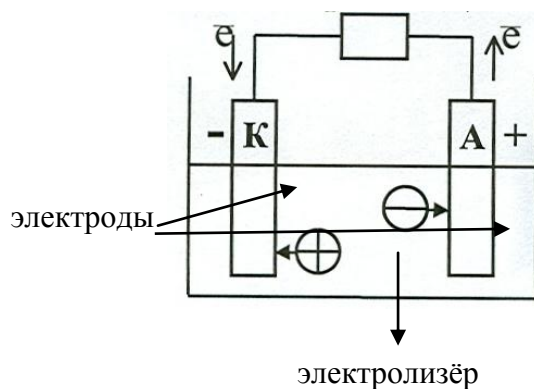
7. Свинец покрыт медью. Покрытие нарушено. Напишите уравнения анодного и катодного процессов в кислой среде электролита. Какое это покрытие? Какой металл будет корродировать?
8. Алюминий покрыт цинком. Покрытие нарушено. Напишите уравнения анодного и катодного процессов в кислой среде электролита. Какое это покрытие? Какой металл будет корродировать?





## ЭЛЕКТРОЛИЗ

**Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, который идет на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита (Е эл.тока → Е хим.реакции)**





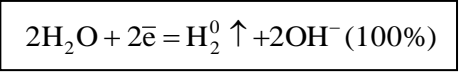
Электролиз водных растворов солей

Процессы на катоде (-)

+ e<sup>-</sup> - восстановление

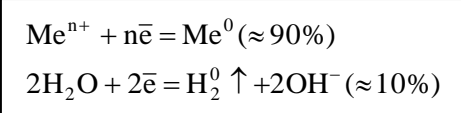
не зависят от материала катода, а только от природы катиона\*.

1. Если катион электролита находится в начале ряда напряжений Me\* (по Al<sup>3+</sup> включительно): Li/Li<sup>+</sup>...Al/Al<sup>3+</sup>, то идет восстановление воды и выделяется H<sub>2</sub><sup>0</sup> ↑ :

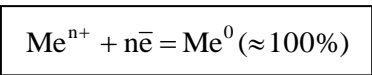


Me<sup>n+</sup> + nOH<sup>-</sup> ⇌ Me(OH)<sub>n</sub>  
*в р-ре вторичный продукт*

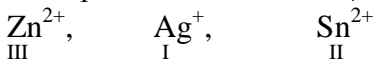
2. Если катион электролита находится после Al<sup>3+</sup>, но до H: Al/Al<sup>3+</sup>, Mn/Mn<sup>2+</sup>...Pb<sup>0</sup>/Pb<sup>2+</sup>, H/H<sup>+</sup>, то идут 2 процесса одновременно:



3. Если катион электролита находится после H: H/H<sup>+</sup>, Cu/Cu<sup>2+</sup>...Au/Au<sup>3+</sup>, то идет только восстановление Me:



4. Если в р-ре находится смесь катионов разных Me, то первым восстанавливается катион того Me, который имеет более положительный стандартный электродный потенциал φ<sup>0</sup>\*.



по правилу 2, по правилу 3, по правилу 2

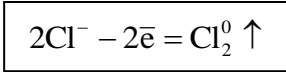
Процессы на аноде (+)

- e<sup>-</sup> - окисление

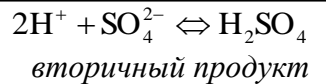
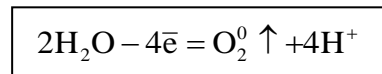
зависят от материала анода  
 природы аниона

анод

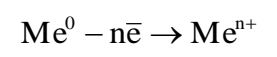
нерастворимый – н (C (уголь, графит), Pt, Ir)  
 6. Если анион без кислорода (Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>) (исключение – F<sup>-</sup>), то идет окисление аниона



7. Если анион содержит кислород (SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>...), то идет окисление воды и выделяется O<sub>2</sub><sup>0</sup> ↑ :



растворимый – р (Fe, Zn, Cu,...,Me)  
 5. Идет окисление Me<sup>0</sup> (анода) и его растворение. (Начинаем писать с анода!)



анод в цепи (в р-р)  
 Анион (любой) остается в р-ре

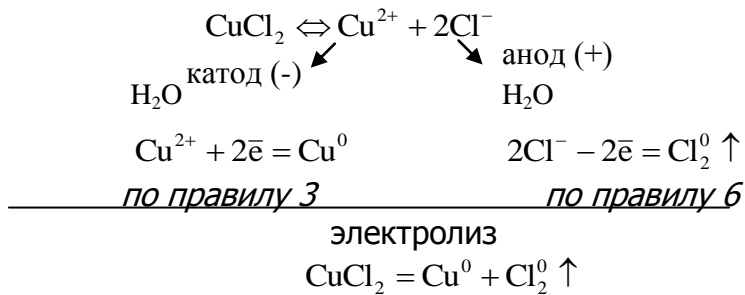
на катод

\* Электрохимический ряд напряжений Me:

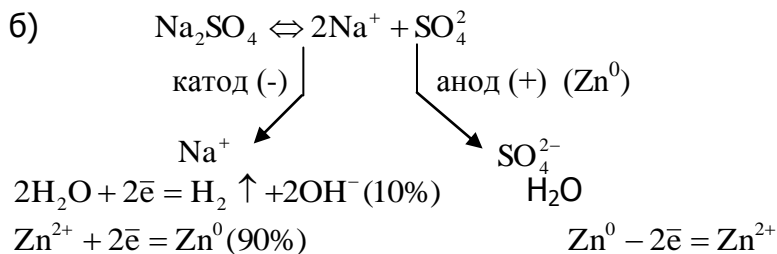
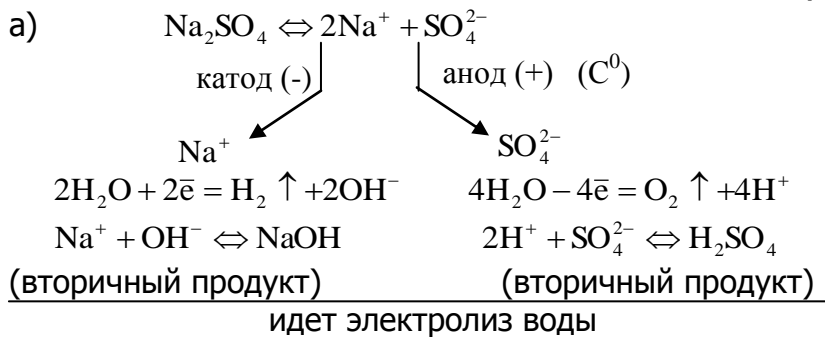
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Ag	Hg	Au
/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/
Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	2H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>
-3,04	-2,93	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,28	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,8	+0,85	+1,5



Пример 1. Электролиз раствора  $\text{CuCl}_2$ , анод нерастворимый (С).



Пример 2. Электролиз раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  если а) анод нерастворимый (С);  
б) анод растворимый (Zn).



### Вопросы для контроля

1. Электролиз. Дайте определение.
2. Какой знак заряда имеет катод при электролизе?
3. Какой процесс идет на катоде при электролизе?
4. Какой знак заряда имеет анод при электролизе?
5. Какой процесс идет на аноде при электролизе?
6. От чего зависят процессы на катоде?
7. От чего зависят процессы на аноде?
8. В каких случаях на катоде идет восстановление воды и выделяется водород?
9. В каких случаях на катоде идут 2 процесса одновременно?
10. В каких случаях на катоде идет только восстановление металла?
11. Как идет процесс окисления на аноде, если анод металлический (растворимый)?



12. Как идет процесс окисления на инертном аноде, если анион не содержит кислород?
13. Как идет процесс окисления на инертном аноде, если анион содержит кислород?

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Составить схему электролиза водного раствора хлорида магния а) с угольными электродами, б) с цинковым анодом. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
2. Составить схему электролиза водного раствора нитрата серебра а) с угольными электродами, б) с серебряными электродами. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
3. Составить схему электролиза водного раствора хлорида марганца (II) а) с платиновыми электродами, б) с медным анодом. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
4. Составить схему электролиза водного раствора карбоната натрия а) с угольными электродами, б) с железными электродами. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
5. Составить схему электролиза водного раствора иодида калия а) с платиновыми электродами, б) с золотым анодом. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
6. Составить схему электролиза водного раствора сульфата аммония а) с угольными электродами, б) с никелевыми электродами. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
7. Составить схему электролиза водного раствора сульфата меди (II) а) с инертными электродами, б) с медным анодом. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
8. Составить схему электролиза водного раствора нитрата железа (II) а) с угольными электродами, б) с железным анодом. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
9. Составить схему электролиза водного раствора хлорида цинка а) с угольными электродами, б) с медными электродами. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
10. Составить схему электролиза водного раствора нитрата никеля а) с инертными электродами, б) с серебряным анодом. Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.