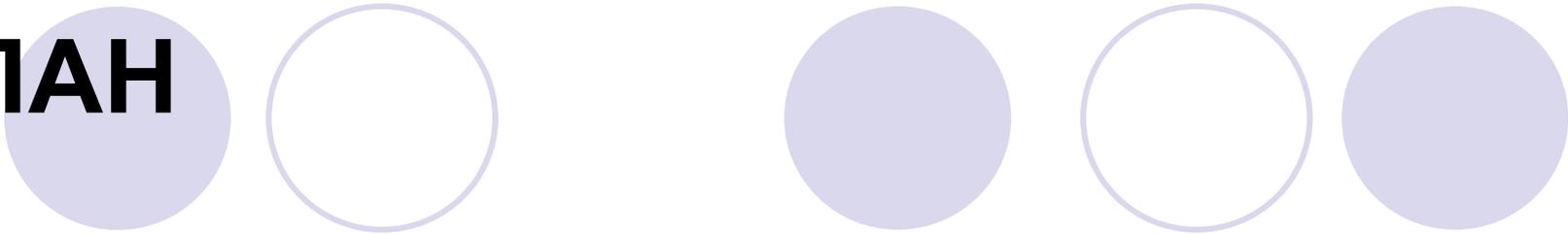




**Окислительно-
восстановительные
реакции**

ПЛАН



- Основные понятия
- Классификация ОВР
- Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций
- Распространенные окислители и восстановители
- Окислительно-восстановительная двойственность
- Влияние среды на протекание ОВР
- Электролиз

Антуан Лоран Лавуазье

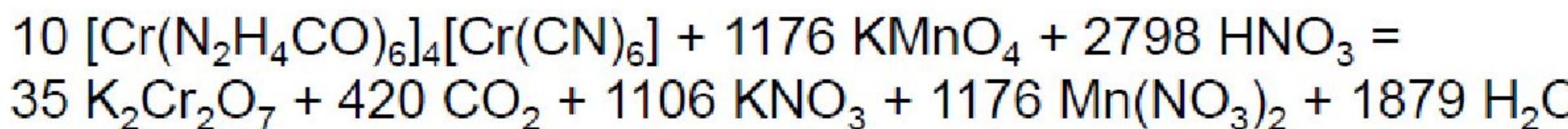
1743 – 1794 гг.

- Французский химик, член Парижской академии наук. Ввел в химию строгие количественные методы исследования. Своими работами положил начало ниспровержению теории флогистона. В 1775 - 1777 гг. доказал сложный состав атмосферного воздуха, содержащего кислород и "удушливый воздух" (азот).

- После открытия элемента кислорода, ученым и в первую очередь французскому химику Лавуазье, удалось выяснить, что горение есть реакция соединения с кислородом. В соответствии с латинским наименованием кислорода (оксигениум) реакции соединения с кислородом были названы окислением.



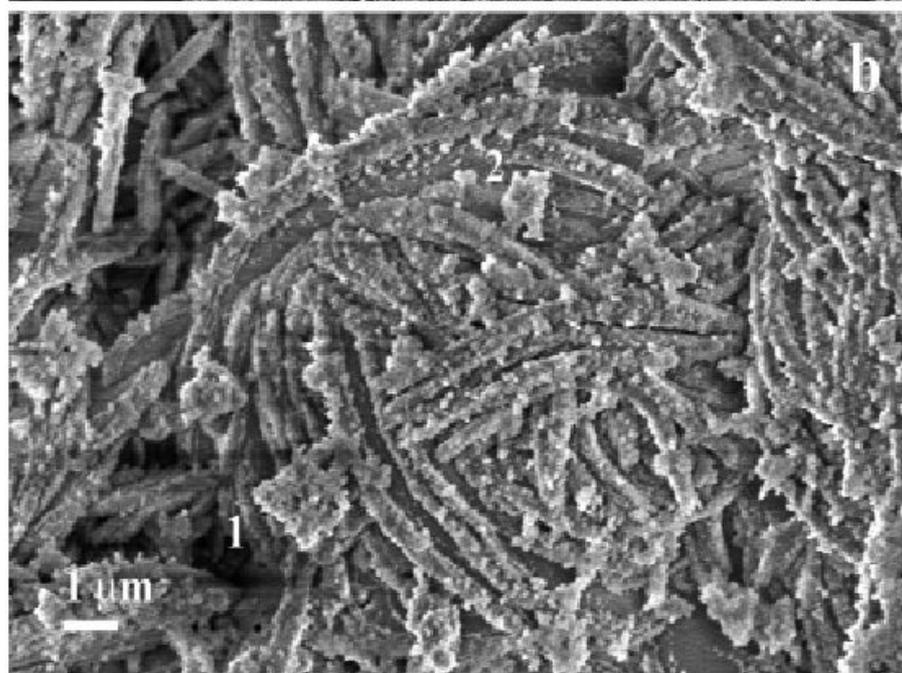
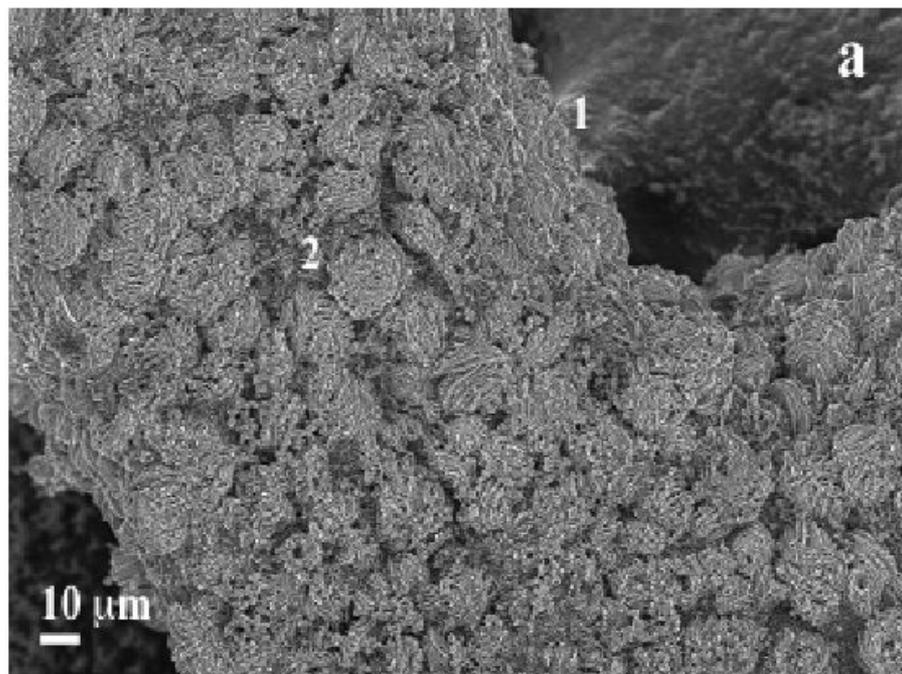
ОВР – уравнивание химических реакций или что – то еще?



- Закон сохранения массы / энергии
- Закон сохранения заряда

Способы уравнивания химических реакций:

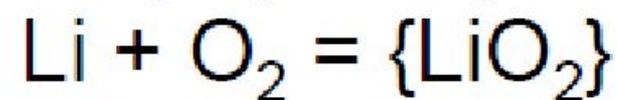
- Эвристический или метод внимательного всматривания (не рекомендуется 😊)
- Алгебраический (просто, но долго и не дает понимания сути)
- Метод ОВР – полуреакций (метод электронного баланса, метод электронно – ионного баланса и пр.) (рекомендуется)



Горение на воздухе
 $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$

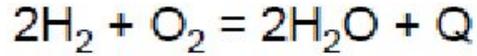


Литий – воздушный
аккумулятор:





Горение водорода в кислороде:



Горение воды:

$\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HF} + \text{O}$: — инициация свободных радикалов с образованием бирадикала O_2

$2\text{O} \rightarrow \text{O}_2$ — доминирующий процесс

$\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$

$\text{O} + \text{F}_2 \rightarrow \text{OF}_2$

Основные понятия

- **Степень окисления** - заряд атома элемента в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит из ионов.
- Таким образом, при вычислении степени окисления мы допускаем, что все ковалентные полярные связи превратились в ионные.
- Степень окисления определяется по следующим правилам:
- Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю.
- Степень окисления элемента в форме одноатомного иона в веществе, имеющем ионное строение, равна заряду данного иона.
- В ковалентном соединении электронные пары связи полностью относят к более электроотрицательному элементу и степенями окисления считают образующиеся при этом заряды
- Алгебраическая сумма всех степеней окисления элементов атомов в нейтральной молекуле равна нулю, а в сложном ионе - заряду иона.

Постоянные степени окисления в соединениях проявляют:

- **+1** все щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs), почти всегда Ag
- **+2** все элементы II группы, кроме ртути;
- **+3** Al
- **-1** F
- **-2** кислород (за исключением фторидов, в которых его степень окисления положительна, и пероксидов, в которых она равна -1, а также супероксидах и т.п.).
- Водород в соединениях с неметаллами имеет степень окисления +1, в соединениях с металлами -1. Высшая положительная степень окисления элемента II - VII групп равна номеру группы (кроме фтора и кислорода) .

Окислительно-восстановительные реакции -

- реакции, в ходе которых изменяются степени окисления вследствие перехода электронов от восстановителя к окислителю.



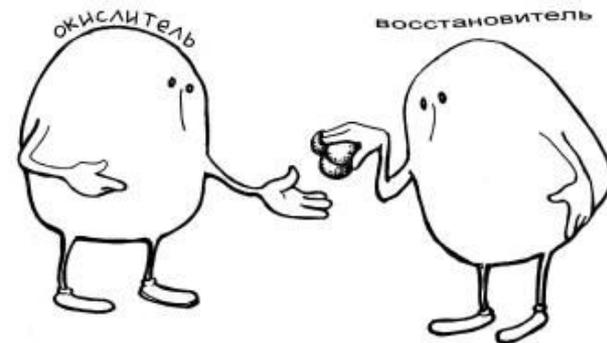
- **Изменение степени окисления элемента** - результат отдачи или присоединения электронов теми химическими соединениями, в которые входят элементы, меняющие степени окисления. При обсуждении переходов электронов в окислительно-восстановительных реакциях следует всегда помнить, что изменение состояния окисления элемента, как правило, не связано с изменением реального заряда атома. Только изменение заряда одноатомных ионов можно сопоставлять с изменениями степени окисления.

- **Окислитель** – атом, молекула или ион, принимающие электроны.

- **Восстановитель** - атом, молекула или ион, отдающие электроны.

- **Окисление** - процесс отдачи электронов, степень окисления повышается.

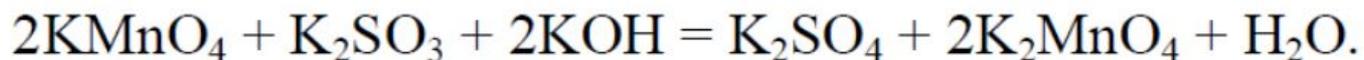
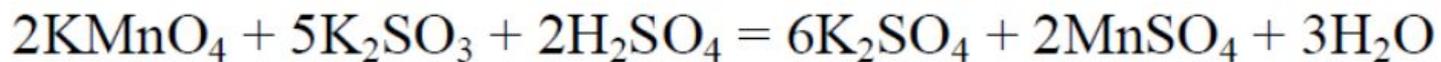
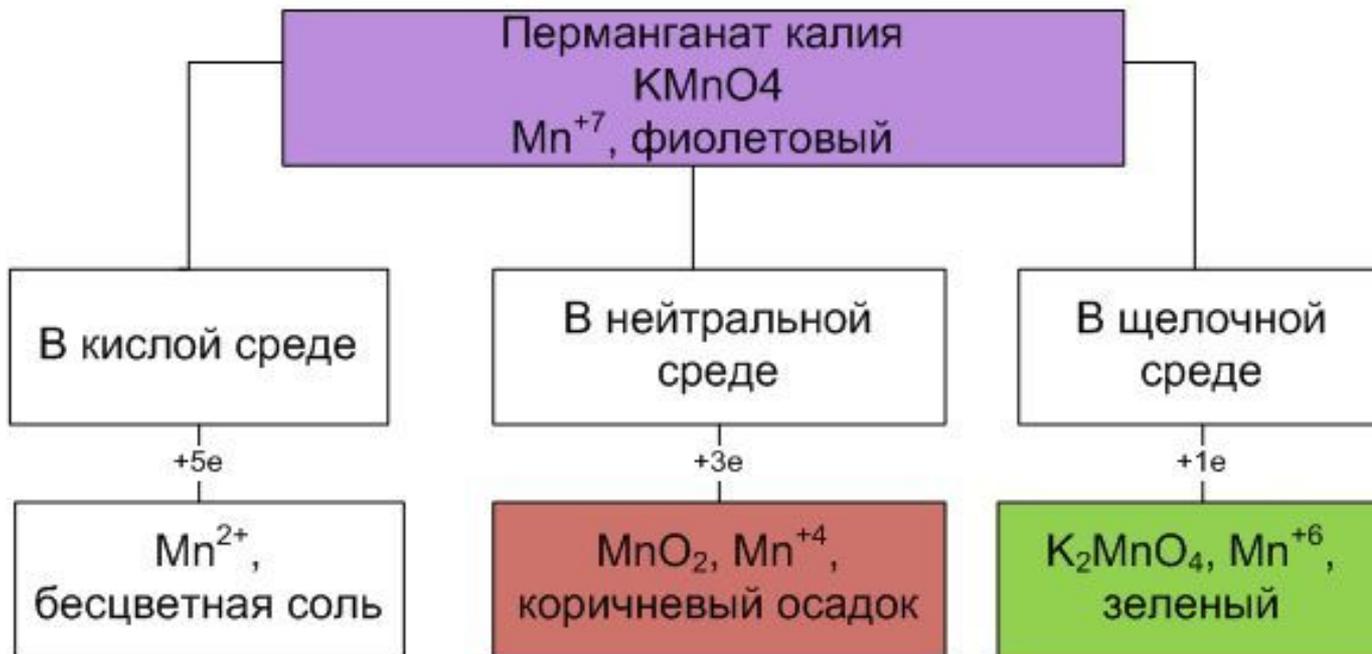
- **Восстановление** - процесс приема электронов, степень окисления понижается.

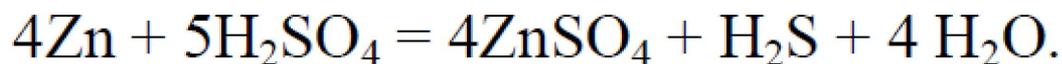
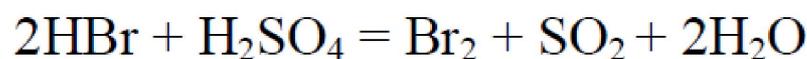
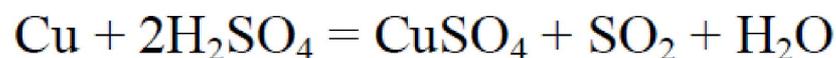


Наиболее распространенные неорганические окислители

окислитель	восстановленная форма	ПРОЦЕСС (электронно-ионное уравнение)
Галогены Hal_2	Галогенид-ион Hal^-	$\text{Hal}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Hal}^-$
Кислород O_2	Атомы кислорода в с.о. -2 в оксидах, воде и т.д.	$\text{O}_2 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$
Оксиды некоторых металлов, в которых у металлов высокие с.о. (+4, +5, +6, +7)	Ионы металлов с зарядами +, +2, +3,	$\text{PbO}_2 + 2e^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_3 + 3e^- + 6\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}_2\text{O}_7 + 10e^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 2e^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Концентрированная серная кислота H_2SO_4	Зависит от силы восстановителя: SO_2 , S , H_2S	$\text{SO}_4^{2-} + 2e^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_4^{2-} + 6e^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_4^{2-} + 8e^- + 10\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
Азотная кислота	Зависит от силы восстановители и	$\text{NO}_3^- + 1e^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 3e^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

	концентрации кислоты: NO ₂ NO, N ₂ , NH ₄ NO ₃	$2\text{NO}_3^- + 10e^- + 12\text{H}^+ \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 8e^- + 10\text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$
Перманганат-ион MnO ₄ ⁻	Зависит от среды: MnO ₄ ²⁻ , MnO ₂ , Mn ²⁺	$\text{MnO}_4^- + e^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ (при исходн. pH >7) $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ (при исходном pH=7) $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ (при исходном pH<7)
Дихромат-ион Cr ₂ O ₇ ²⁻	в кислой среде ион Cr ³⁺	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Висмутат-ион BiO ₃ ⁻	ион Bi ³⁺	$\text{BiO}_3^- + 2e^- + 6\text{H}^+ \rightarrow \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
Кислородсодержащие-ионы галогенов типа HalO ⁻ , HalO ₂ ⁻ , HalO ₃ ⁻ , HalO ₄ ⁻	Галогенидные ионы Hal ⁻	$\text{HalO}^- + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Hal}^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HalO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- \rightarrow \text{Hal}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
Катионы малоактивных тяжелых металлов (Au ³⁺ , Ag ⁺ , Hg ²⁺ , Cu ²⁺) и т.п.	Соответствующие металлы	$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$ $\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}$
Катионы металлов, когда металл находится в более высокой с.о.	Ион металла, соответствующий более низкой с.о. металла	$\text{Fe}^{3+} + 1e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
Пероксид водорода	Вода	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$





Взаимодействие азотной кислоты с металлами



Концентрированная HNO_3		Разбавленная HNO_3	
Fe, Al, Cr, пассивирует (без нагревания)	с тяжелыми металлами	со щелочными и щел.зем. Металлами	с тяжелыми металлами
	NO_2	N_2O	NO
			со щелочными и щел.зем. металлами, а также Sn и Fe NH_3 (NH_4NO_3)

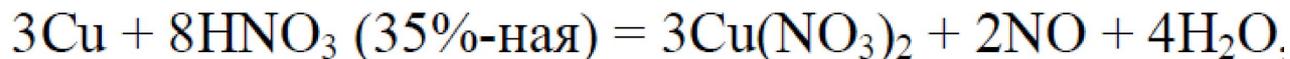
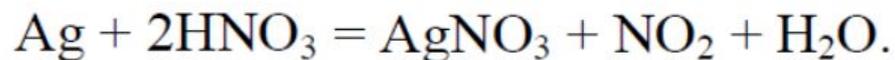
концентрация кислоты

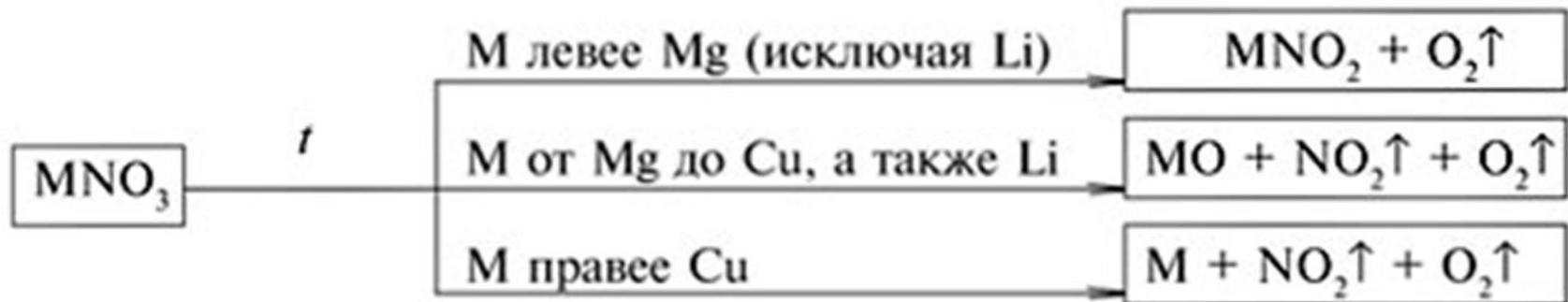


NO_2 NO N_2O N_2 NH_4^+

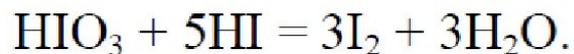
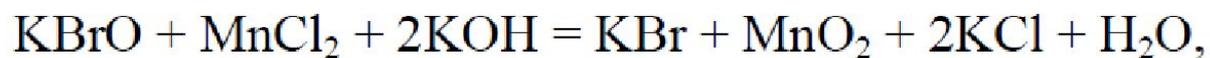
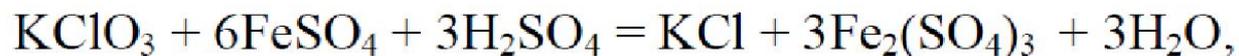


активность восстановителя





Кислородосодержащие кислоты галогенов ($HOCl$, $HClO_3$, $HBrO_3$) и их соли, действуя в качестве окислителей, обычно восстанавливаются до степени окисления галогена -1 (в случае хлора и брома) или 0 (в случае йода):



Наиболее распространенные неорганические восстановители

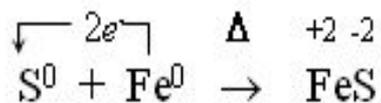
восстановитель	окисленная форма	ПРОЦЕСС (схема)
Металлы Me	Катионы металлов Me^{n+} в кислой среде, гидроксокомплексы - в щелочной.	$Me - ne^- \rightarrow Me^{n+}$
Углерод в виде угля или кокса	CO или CO_2	$C - 2e^- \rightarrow C^{+2}$ $C - 4e^- \rightarrow C^{+4}$
Сера	SO_2	$S - 4e^- \rightarrow S^{+4}$
Фосфор	P_2O_5 или H_3PO_4 или какой-либо др. продукт в зависимости от обстоятельств.	$P - 5e^- \rightarrow P^{+5}$ $P - 3e^- \rightarrow P^{+3}$
Иодоводородная кислота	Иод I_2	$2I^{-1} - 2e^- \rightarrow I_2$
Сероводород	S или SO_2	$S^{-2} - 2e^- \rightarrow S$ $S^{-2} - 4e^- \rightarrow S^{+4}$
Аммиак	Чаще всего азот N_2	$2N^{-3} - 6e^- \rightarrow N_2$
Иодиды	Иод I_2	$2I^{-1} - 2e^- \rightarrow I_2$
Сульфиды	S или SO_2	$S^{-2} - 2e^- \rightarrow S$ $S^{-2} - 4e^- \rightarrow S^{+4}$
Сульфиты	Сульфаты	$S^{+4} - 2e^- \rightarrow S^{+6}$
Нитриты	Нитраты	$N^{+3} - 2e^- \rightarrow N^{+5}$
Соли олова (II)	Соли олова (IV)	$Sn^{+2} - 2e^- \rightarrow Sn^{+4}$
Соли железа (II)	Соли железа (III)	$Fe^{+2} - 1e^- \rightarrow Fe^{+3}$
Соли ртути (I)	Соли ртути (II)	$Hg^{+1} - 1e^- \rightarrow Hg^{+2}$

Окислительно-восстановительная двойственность

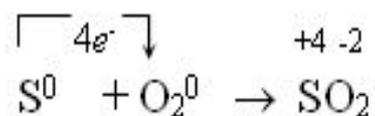
- **Окислительно-восстановительная двойственность** – способность одного и того же вещества, в зависимости от реагентов и от условий проведения реакции, выступать как в роли окислителя, так и в роли восстановителя. В таких веществах содержится элемент в промежуточной степени окисления.

Степени окисления серы	-2 низшая	0	+4	+6 высшая
Примеры веществ	H_2S , Na_2S	S	SO_2 , Na_2SO_3	H_2SO_4 , Na_2SO_4

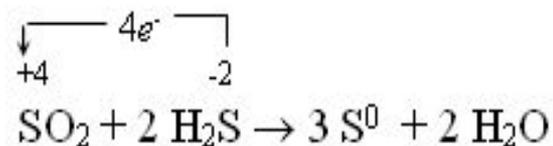
Окислительно-восстановительная двойственность



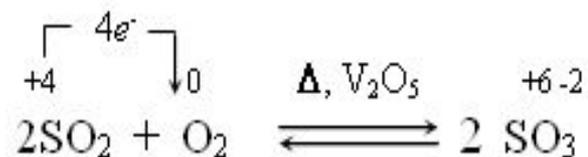
(здесь S^0 – окислитель)



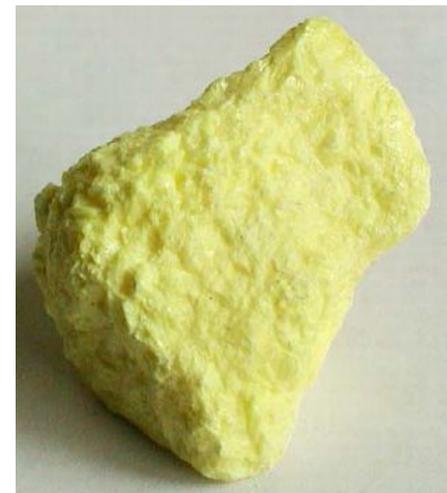
(здесь S^0 – восстановитель)



(здесь S^{+4} – окислитель)



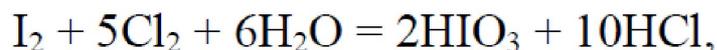
(здесь S^{+4} – восстановитель)



СЕРА

Пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях

Среда раствора	Окисление (H ₂ O ₂ -восстановитель)	Восстановление (H ₂ O ₂ -окислитель)
кислая	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$ $(\text{O}_2^{-2} - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0)$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{O}_2^{-2} + 2\text{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2})$
щелочная	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{O}_2^{-2} - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0)$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{OH}^-$ $(\text{O}_2^{-2} + 2\text{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2})$
нейтральная	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$ $(\text{O}_2^{-2} - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0)$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{OH}^-$ $(\text{O}_2^{-2} + 2\text{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2})$

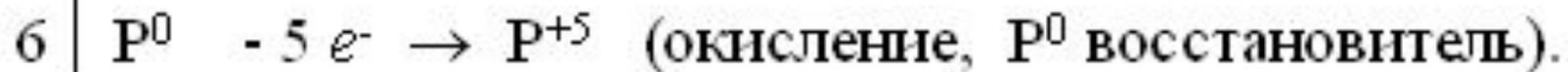
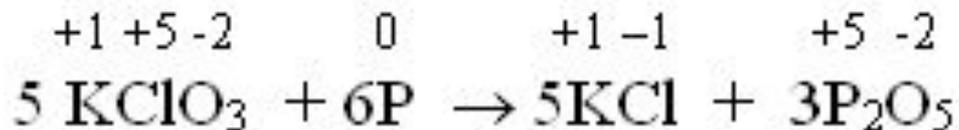


Классификация ОВР

ОВР			
межмолекулярные	внутримолекулярные	реакции диспропорционирования	реакции конпропорционирования

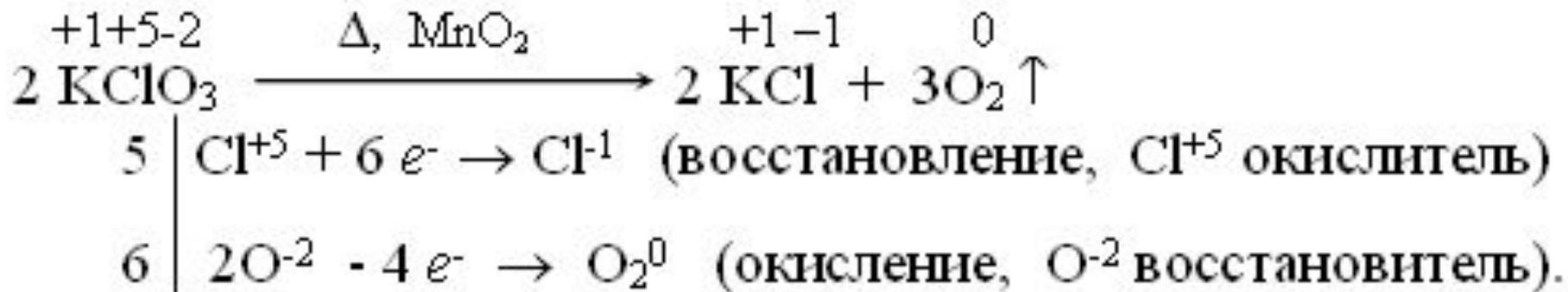
Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции –

- реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах.



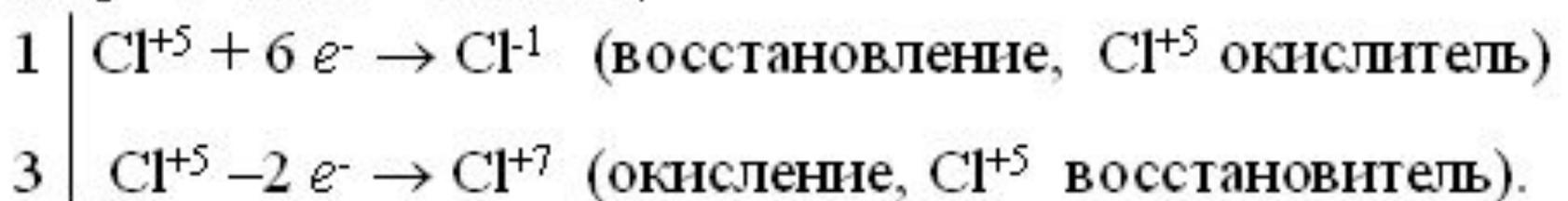
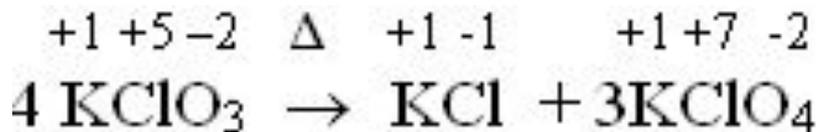
Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции -

- реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одном веществе, но представлены разными элементами.



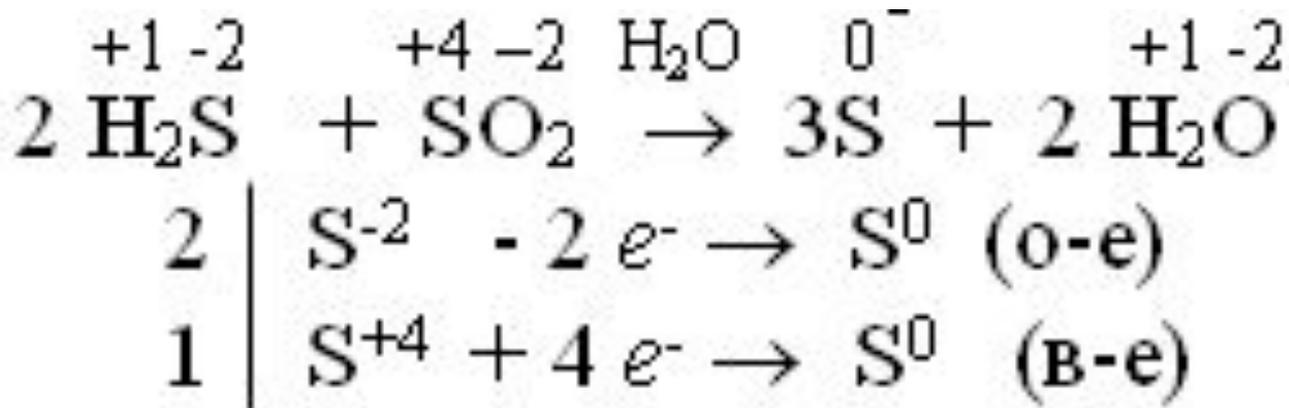
Диспропорционирование -

- ОВР, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, в одной и той же степени окисления.



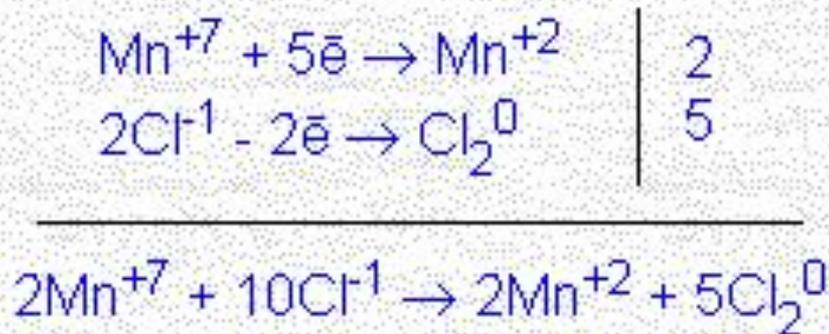
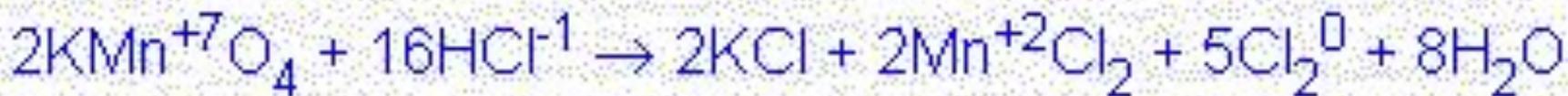
Конпропорционирование –

- ОВР, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент в разных веществах с разными степенями окисления.



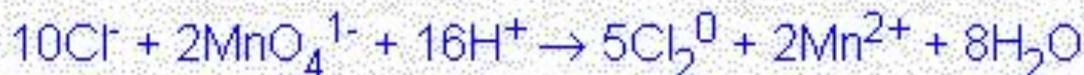
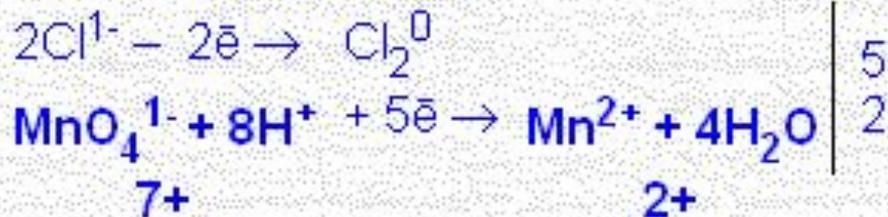
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

- **Электронный баланс** - метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления.
Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.



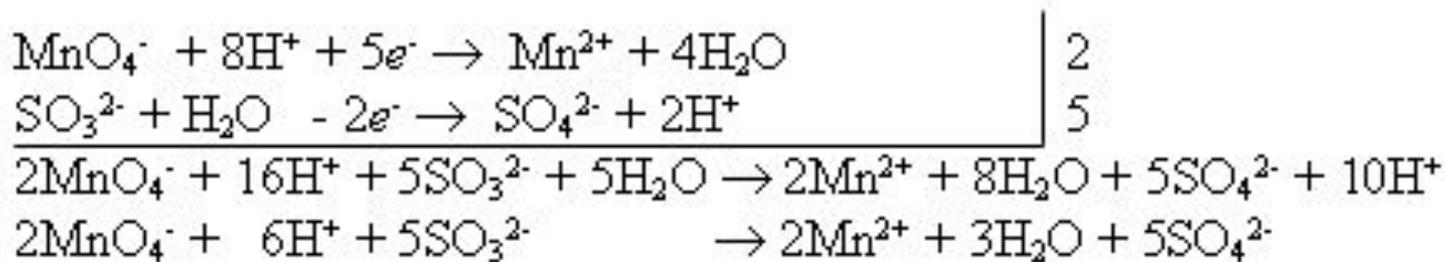
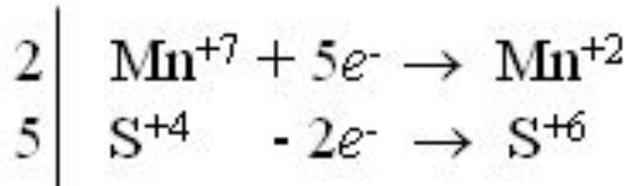
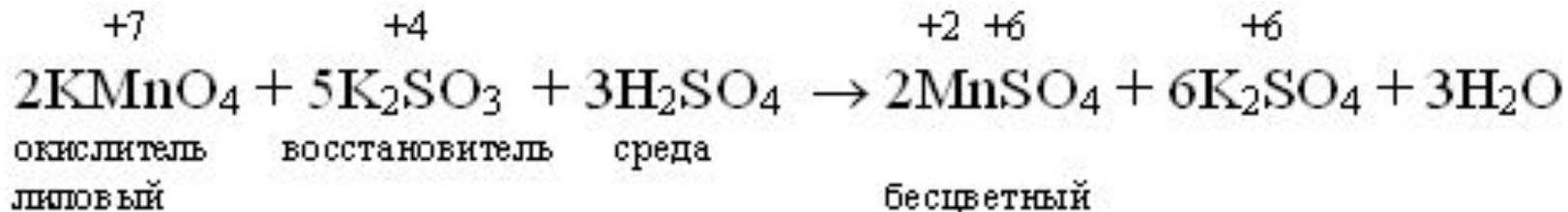
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

- **Электронно-ионный баланс (метод полуреакций)** метод нахождения коэффициентов, в котором рассматривается обмен электронами между ионами в растворе с учетом характера среды:



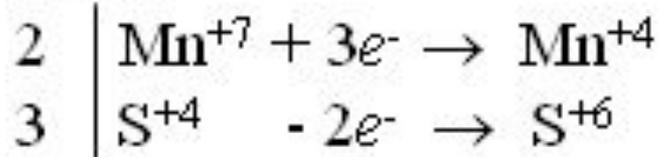
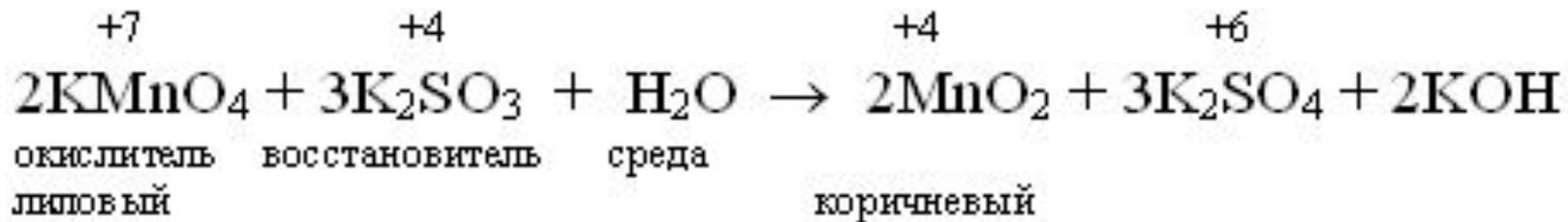
Зависимость направления протекания ОВР от среды

- а) Кислая среда, $\text{pH} < 7$

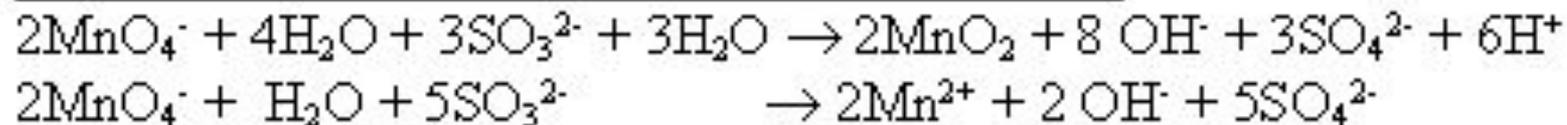
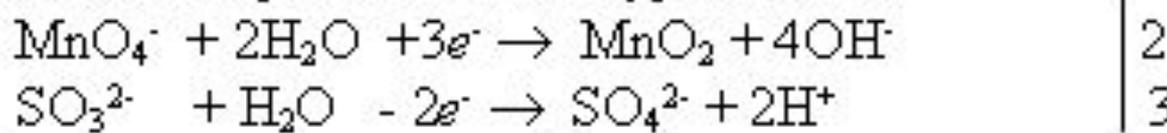


Зависимость направления протекания ОВР от среды

- б) Нейтральная среда, pH = 7

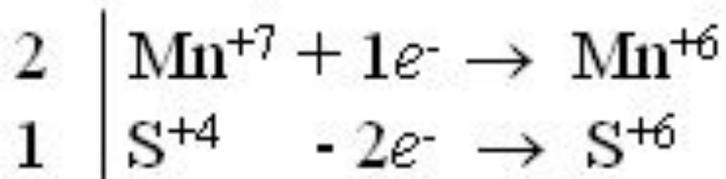
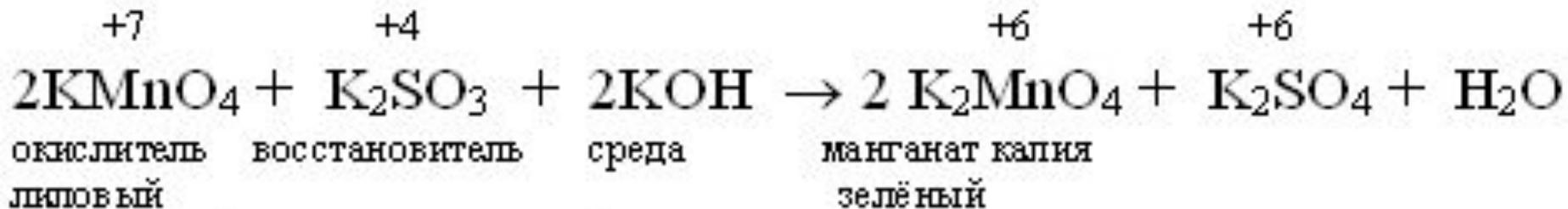


Или электронно-ионные уравнения:

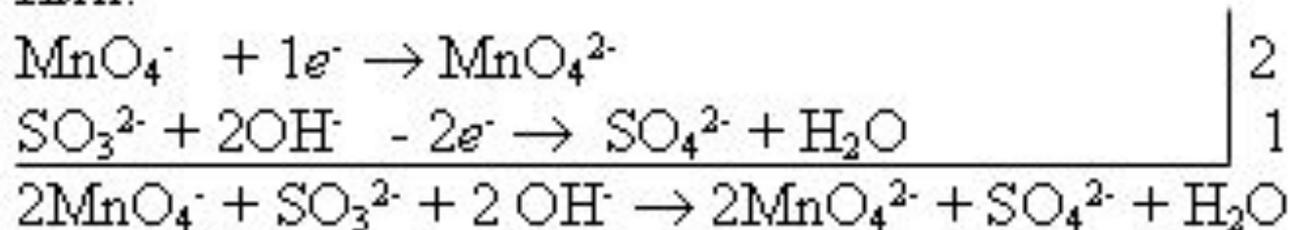


Зависимость направления протекания ОВР от среды

- в) Щелочная среда, $\text{pH} > 7$



Или:



Эквивалент окислителя и эквивалент восстановителя

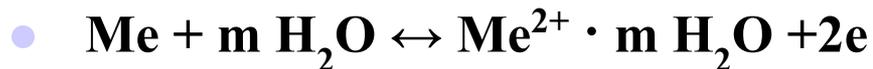
- – это часть моля, которая отвечает соответственно одному присоединенному или отданному каждой молекулой электрону в данной реакции.
- Для определения эквивалента (молярной массы эквивалента) окислителя надо молекулярную массу его разделить на число электронов, присоединенных одной молекулой, а эквивалента восстановителя - молекулярную массу разделить на число электронов, отданных одной молекулой восстановителя.
- **Эквивалент – безразмерная величина, а молярная масса эквивалента выражается в г/моль**
- $$\text{Э} = \text{M} / n$$
- Эквивалент одного и того же окислителя в различных реакциях будет различным, он зависит от реакции, от числа присоединенных электронов.

Электродный потенциал.

Уравнение Нернста

- Если пластину любого металла погрузить в воду или раствор электролита, содержащий ионы этого металла, то небольшая часть металла перейдет в раствор, в форме положительно заряженных ионов, а сама пластина, концентрируя на себе избыток свободных электронов, приобретает отрицательный заряд.

- Такому переходу содействует связывание ионов металла с молекулами воды (растворителя). В итоге устанавливается равновесие



- Положительно заряженные ионы Me^{2+} , перешедшие в раствор, концентрируются у поверхности пластины, приобретающей отрицательный заряд, в результате возникает двойной электрический слой (ДЭС), обуславливающий резкий скачок электрического потенциала на границе металл - раствор электролита.

- Эту разность электрических потенциалов или скачок потенциала на границе металл-раствор электролита называют **электродным потенциалом**.
- Величина электродного потенциала зависит от природы металла, концентрации, точнее активности ионов металла в растворе и температуры.
- Математически эта зависимость выражается уравнением В.Г.Нернста (1888).

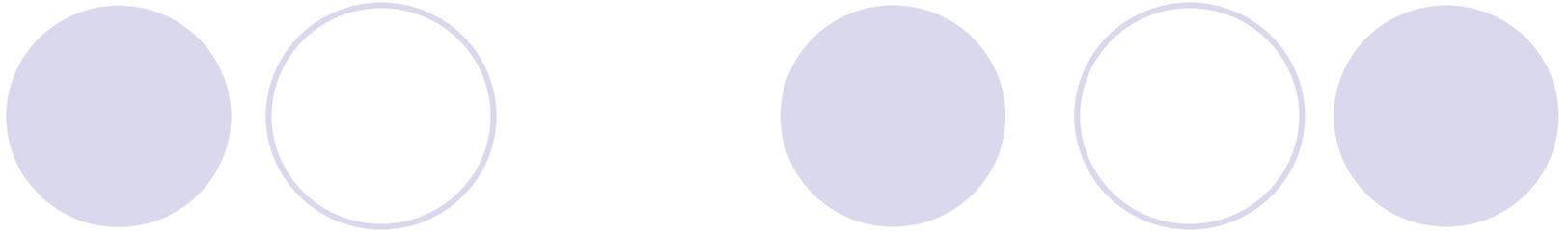
- $$E_{\text{Me}} = E_{\text{Me}}^0 + (R \cdot T / n \cdot F) / \ln a_{\text{Me}^{n+}},$$

- а в случае разбавленных растворов полностью диссоциирующих солей данного металла

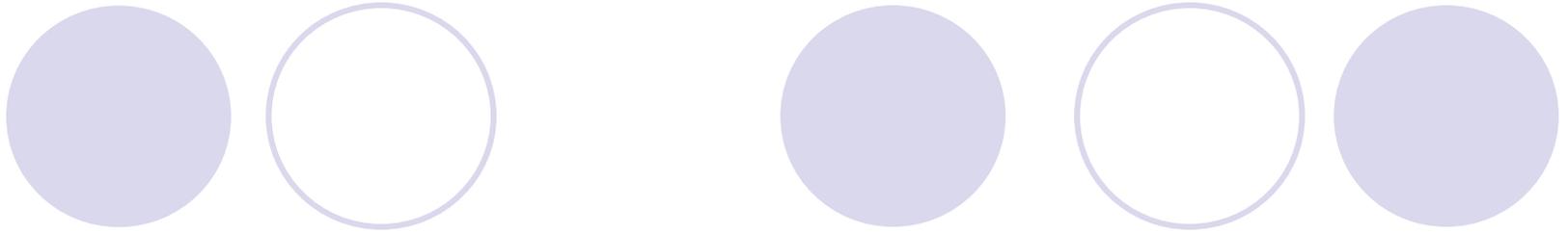
- $$E_{\text{Me}} = E_{\text{Me}}^0 + (R \cdot T / n \cdot F) / \ln [\text{Me}^{n+}],$$

- где E^0_{Me} - стандартный электродный потенциал
- R- универсальная газовая постоянная
- F- постоянная Фарадея
- n - заряд иона металла
- $a_{Me^{n+}}$, $[Me^{n+}]$ – активность или концентрация ионов металла (моль\л)
- После перехода от натурального логарифма к десятичному и подстановки значений
- $R=8,314 \text{ Дж}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{К}$
- $T=298,15 \text{ К}$
- $F=96500 \text{ Кл}$, точнее 96487 Кл уравнение примет вид

- $$E_{Me} = E^0_{Me} + 0,0592/n \cdot \lg [Me^{n+}]$$



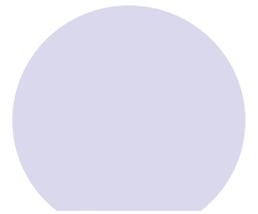
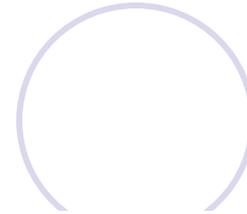
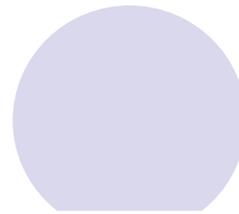
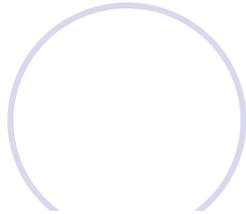
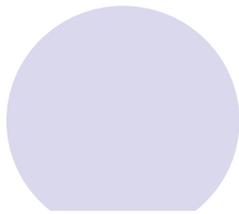
- Потенциалы, измеренные при температуре равной 25°C , $P=101,325\text{кПа}$ и концентрации ионов 1 моль/л называются **стандартными электродными потенциалами E^0** или **окислительно – восстановительным или редокс – потенциалами**. В таблице расположены в порядке их возрастания, что соответствует падению восстановительной и росту окислительной активности.
- Система с большим электродным потенциалом всегда является окислителем по отношению к системе с меньшим потенциалом. (Получают ряд стандартных электродных потенциалов металлов в водных растворах).



- 1) чем меньше электродный потенциал металла E^0 , тем легче он окисляется и труднее восстанавливается из своих ионов. Чем меньше алгебраическая величина потенциала, тем выше восстановительная способность этого металла и тем ниже окислительная способность его ионов (в ряду стандартных электродных потенциалов).
- 2) металлы, имеющие отрицательные значения электродных потенциалов, стоящие левее водорода, способны его вытеснять из разбавленных растворов кислот.
- 3) каждый металл способен вытеснять (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые имеют более высокий электродный потенциал.
- 4) с ростом потенциала полуреакций окислительная форма/восстановительная форма (сверху вниз) в ряду стандартных электродных потенциалов уменьшаются восстановительные свойства восстановленной формы и увеличиваются окислительные свойства окисленной формы.

Связь с энергией Гиббса

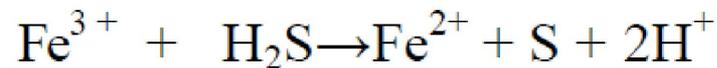
- $\Delta G = -nEF$
- Реакция возможна, только при
- $\Delta G < 0 \quad \Delta E > 0$



Пример 1. Вычислить электродный потенциал цинка в растворе $ZnCl_2$, в котором активность ионов Zn^{2+} составляет $7 \cdot 10^{-3}$.

Пример 2. Вычислить э.д.с. серебряно-кадмиевого гальванического элемента, в котором активности ионов Ag^+ и Cd^{2+} соответственно составляют 0,1 и 0,005 моль/л.

Пример 3. Можно ли с помощью $FeCl_3$ окислить H_2S до элементарной серы?



окисли- восста-

ель новитель

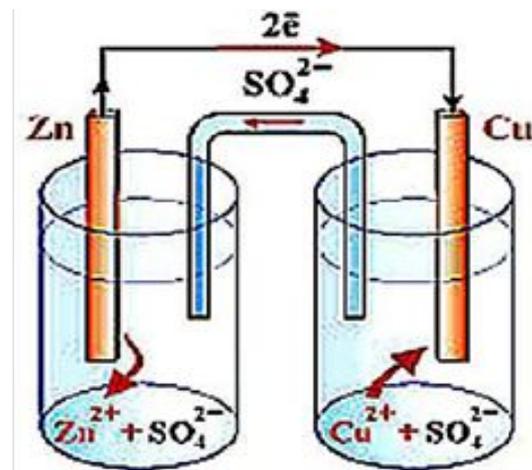
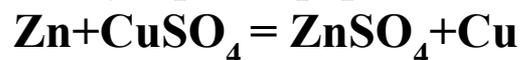
Понятие о гальваническом элементе

- Гальванический элемент – это устройство, в котором на основе ОВР получают электрический ток. Наиболее простой медно-цинковый или элемент Даниэля-Якоби. Ячейка, для измерения электродных потенциалов – гальванический элемент – устройство в котором химическая энергия ОВР преобразуется в электрический ток.
- Процесс окисления (отдача электронов) на аноде (отрицательный полюс), процесс восстановления (присоединения) электронов – на катоде (положительный полюс)
- Причина возникновения электрического тока – разность электродных потенциалов. (э.д.с.)

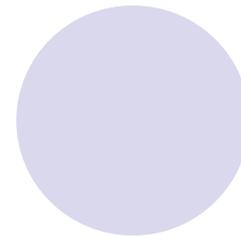
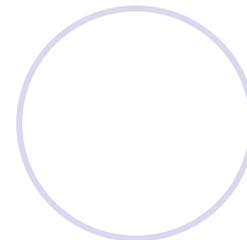
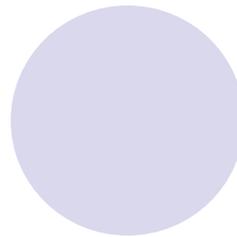
Суммарное уравнение



или в молекулярной форме



- $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow$
- $\text{P} + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow$
- $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow$
- $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$



- $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4, \text{конц} \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Zn} + \text{HNO}_3, \text{разб} \rightarrow$
- $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{C} + \text{HNO}_3, \text{конц} \rightarrow$
- $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{KBrO} + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Co} + \text{HNO}_3, \text{разб} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Mg} + \text{HNO}_3, \text{конц} \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

