

*Министерство Здравоохранения Республики Казахстан  
Южно-Казахстанская Фармацевтическая Академия  
Кафедра ФГЗ и химии*

Роль ОВР в анализе лекарственных препаратов,  
применение в клинических исследованиях и метоболизме  
лекарственных веществ.

Выполнил: Сейдуали Е.

Проверила: Рустемова Г. С.

Группа: 202 ФТ

Шымкент 2013

[pptcloud.ru](http://pptcloud.ru)

# СОДЕРЖАНИЕ:

- 1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
- 2. Что называют окислителем, восстановителем?
- 3. Окислительно-восстановительный потенциал. Стандартный потенциал
- 4. Дать понятие ЭДС. Уравнение Нернста.
- 5. Факторы, влияющие на окислительно-восстановительные реакции
- 6. Перечислить основные окислители и основные восстановители
- 7. Применения реакции окисления-восстановления в анализе лекарственных веществ.

# Что такое ОВР?

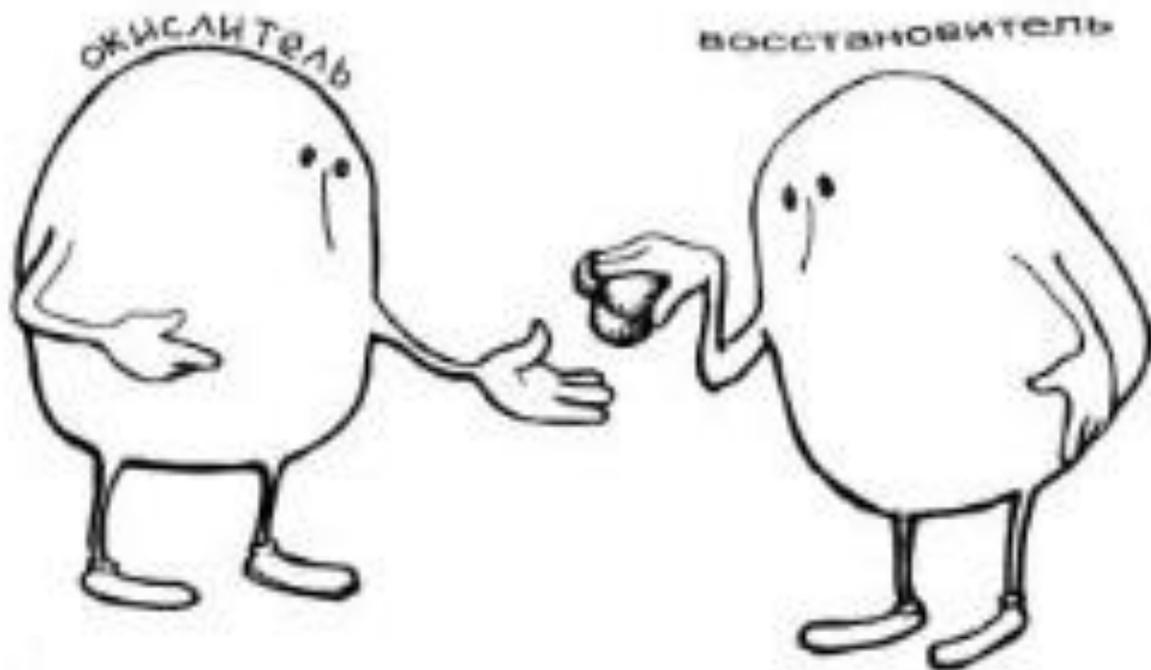
Окислитель, как отъявленный злодей,  
Как пират, бандит, агрессор, Бармалей,  
Отнимает электроны - и ОК!  
Потерпев урон, восстановитель  
Воскликает: "Вот я! Помогите!  
Электроны мне мои верните!"  
Но никто ему не помогает  
И тем более ущерб не возмещает.



**Окислительно-восстановительные реакции** - (реакции окисления-восстановления), химические реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Первоначально окислением назывались только реакции веществ с  $O_2$ , а восстановлением — реакции, в результате которых вещество теряло атом кислорода. С введением в химию электронных представлений понятие окислительно-восстановительных реакций распространилось и на реакции без участия кислорода.

**Окислением** называется процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов. Степень окисления при этом повышается.

**Восстановлением** называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при этом понижается.

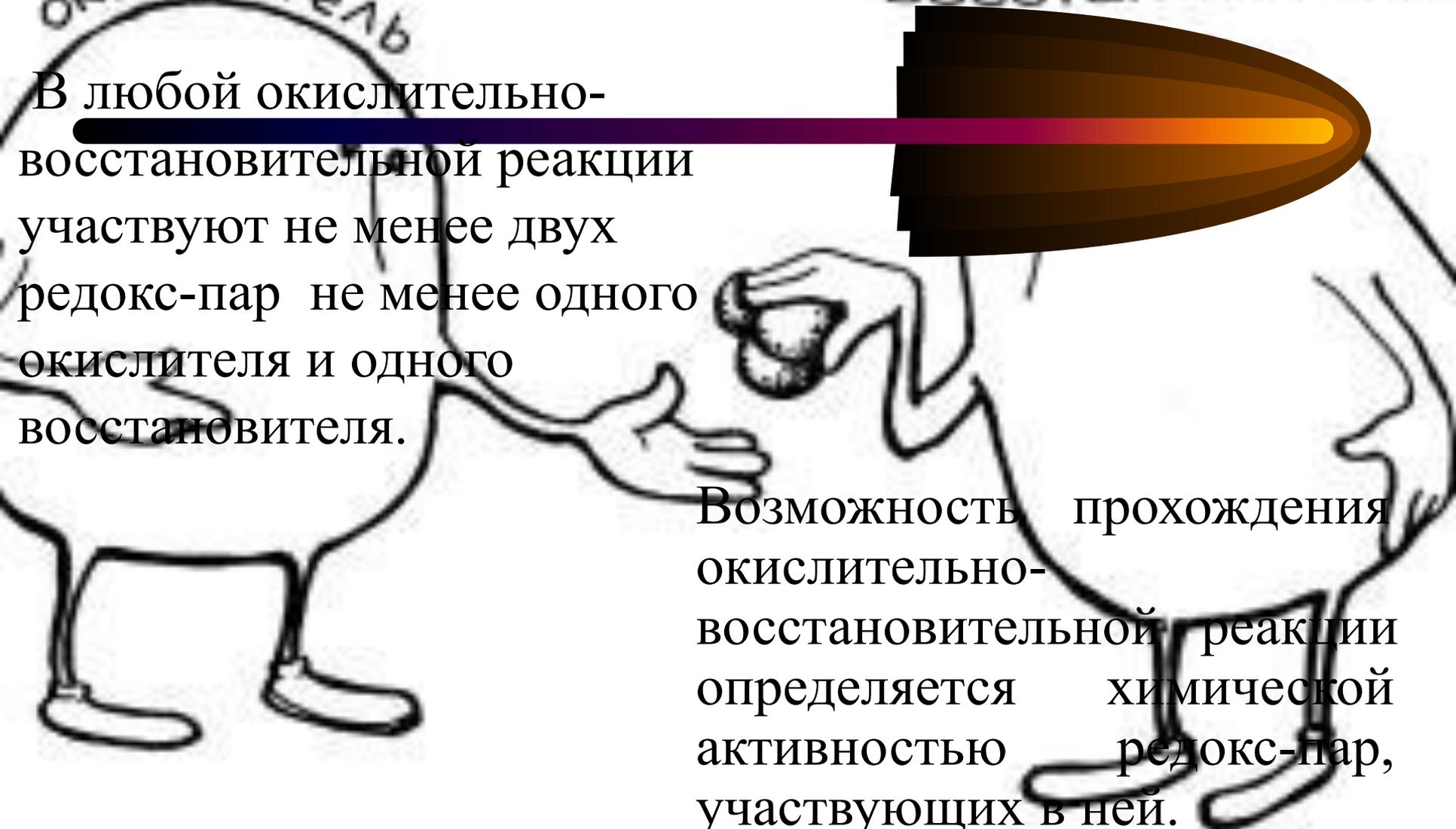


ОКИСЛИТЕЛЬ

ВОССТАНОВИТЕЛЬ

В любой окислительно-восстановительной реакции участвуют не менее двух редокс-пар не менее одного окислителя и одного восстановителя.

Возможность прохождения окислительно-восстановительной реакции определяется химической активностью редокс-пар, участвующих в ней.



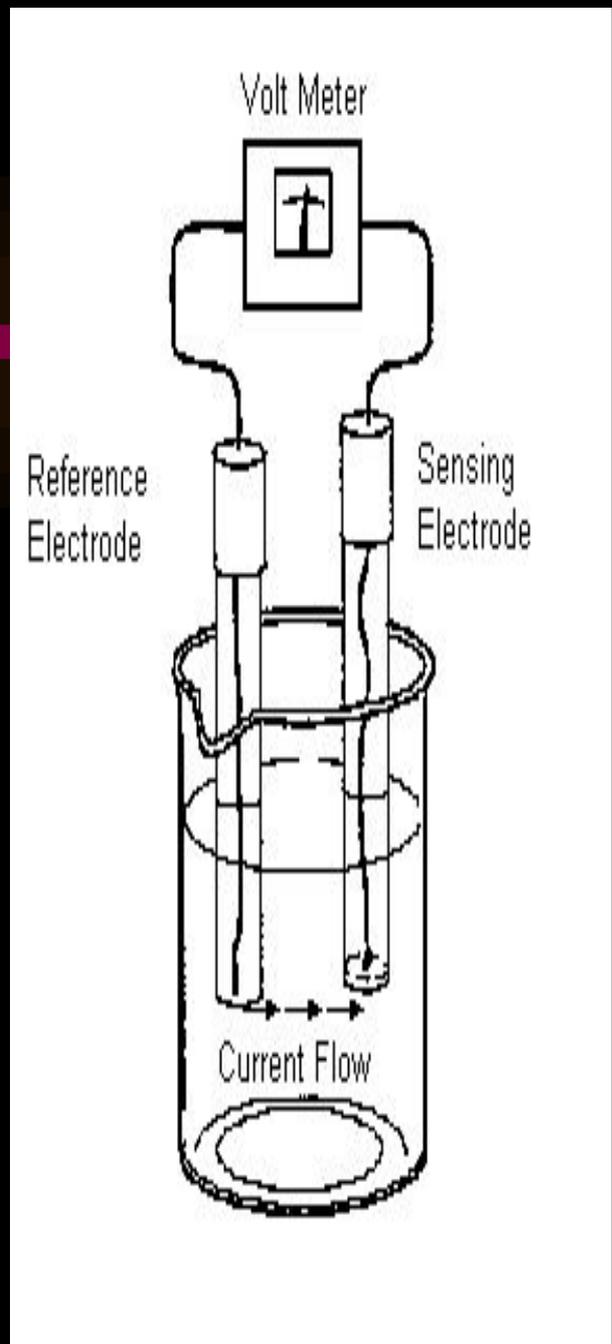
Химическую активность редокс-пары характеризуют величиной *стандартного (нормального) окислительно-восстановительного потенциала* (редокс-потенциала)  $E^\circ$ .



Потенциал измеряют в электрохимической ячейке типа гальванического элемента, состоящей из стандартного и индикаторного электрода, на котором проходит электрохимическая реакция восстановления или окисления компонента редокс-пары.

Измерение потенциала индикаторного (обычно платинового) электрода проводят относительно стандартного (нормального) водородного электрода.

Стандартный (нормальный) окислительно-восстановительный потенциал  $E^\circ$  пар, содержащих электронейтральный металл - разность потенциалов, возникающая между металлом, опущенным в раствор своей соли (с активностью металл иона в 1 моль/дм<sup>3</sup>), и стандартным водородным электродом при 25°C. Потенциал выражается в вольтах (В) и определяется опытным путем с помощью гальванических элементов.



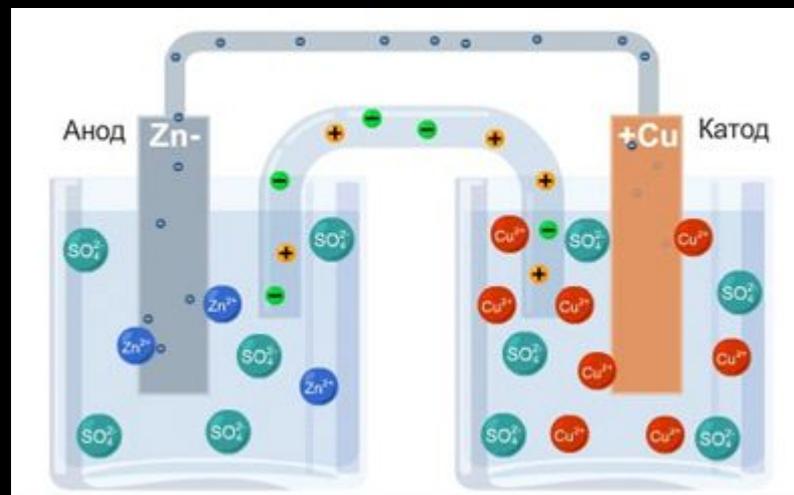
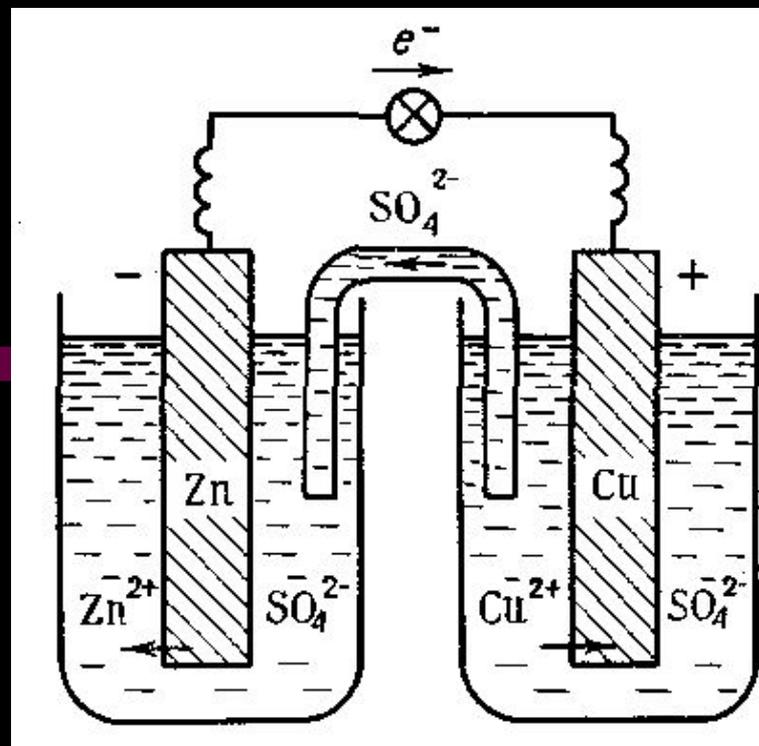
Для определения  $E^0$  составляют следующий гальванический элемент

(—)

$\text{Zn}/\text{ZnSO}_4//\text{H}_2\text{SO}_4/(\text{H}_2)\text{Pt}$  (+)

где цинковая пластинка - анод - опущена в раствор  $\text{ZnSO}_4$ , водородный электрод - катод - с помощью электролитического моста контактирует с раствором  $\text{ZnSO}_4$ .

Электроды соединяют через вольтметр, показывающий возникновение потенциала между электродами.



При увеличении величины  $E_0$  увеличивается сила окислителя и соответственно уменьшается сила восстановителя.



Направление протекания реакций

Направление протекания реакции зависит от знака электродвижущей силы (ЭДС).

$$\text{ЭДС} = E_{\text{ок}} - E_{\text{вос}}$$

При  $\text{ЭДС} > 0$  протекает прямая реакция,  
При  $\text{ЭДС} < 0$  обратная.



Потенциал системы определяют по уравнению Нернста-Петерса:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Ox]}{[Red]}.$$

$E$  - Стандартный редокс потенциал

$R$  - Универсальная газовая постоянная

$T$  - абсолютная температура ( $T=273+t$  C)

$F$  – постоянная Фарадея

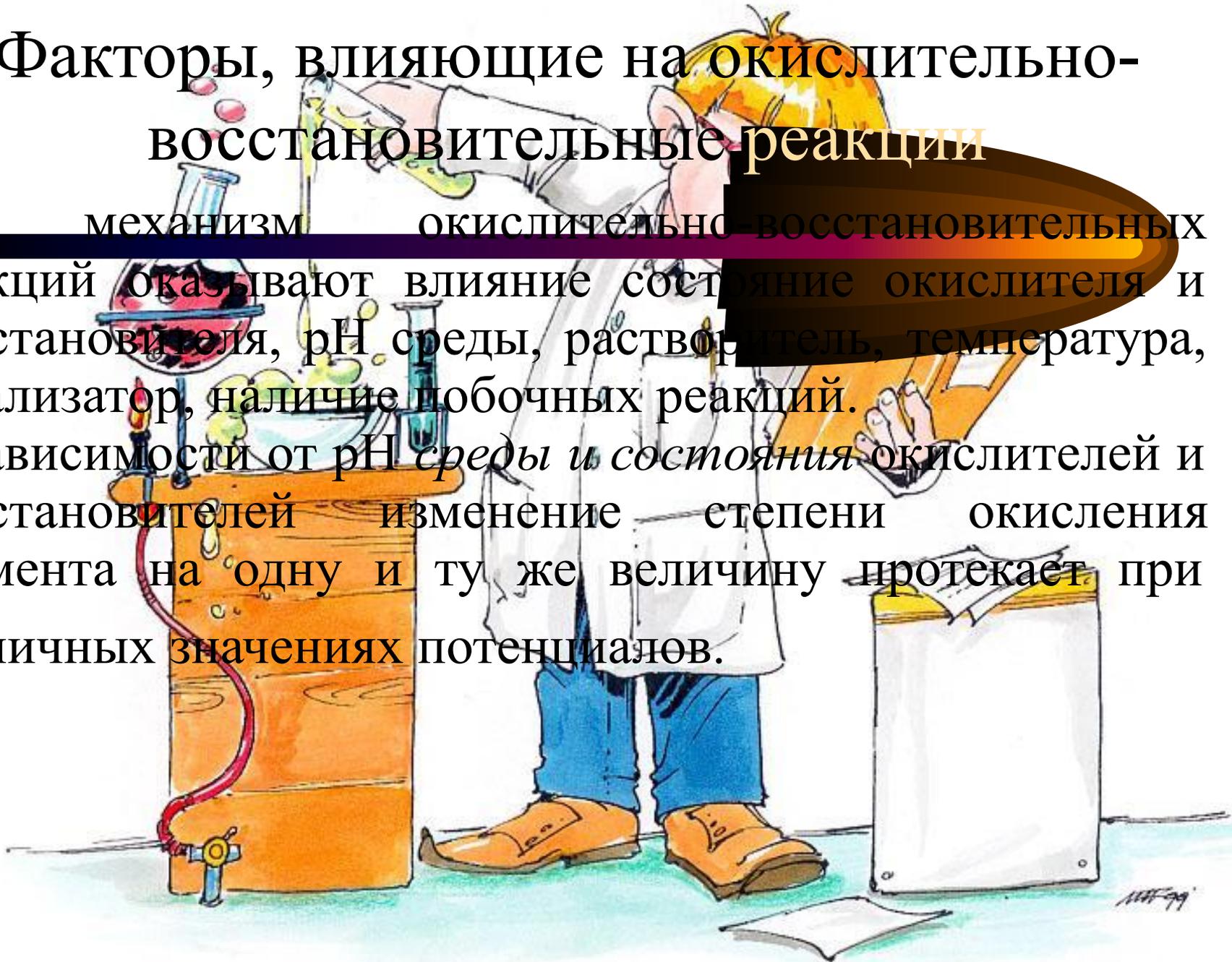
$n$  – число электронов, участвующих в процессах окисления или восстановления.

Подставив в уравнение значения  $F$ ,  $R$  и преобразовав  $\ln$  в  $\lg$ , получим:

$$E = E^0 \pm \frac{0.059}{n} \lg \frac{a_{Ox}}{a_{Red}};$$

# Факторы, влияющие на окислительно-восстановительные реакции

На механизм окислительно-восстановительных реакций оказывают влияние состояние окислителя и восстановителя, pH среды, растворитель, температура, катализатор, наличие побочных реакций. В зависимости от pH среды и состояния окислителей и восстановителей изменение степени окисления элемента на одну и ту же величину протекает при различных значениях потенциалов.



Повышение щелочности среды (возрастание рН) снижает величину потенциала (и окислительные свойства) окислителя и восстановителя, увеличивая его восстановительные свойства.

Уменьшение значения рН (увеличение концентрации  $H^+$  ионов) приводит, наоборот, к повышению значения  $E^\circ$ .



Изменение рН среды приводит не только к изменению величины потенциала, но и к образованию иных продуктов.

Сильное влияние на окислительно-восстановительные реакции оказывает температура, повышение которой согласно уравнению увеличивает потенциал окислительно-восстановительной пары.

Это явление используют для ускорения протекания некоторых окислительно-восстановительных реакций.



**Вещества,  
содержащие  
элементы в  
низшей СО:**

**$\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  
 $\text{HCl}$ ,  
 $\text{HBr}$ ,  
 $\text{KI}$**

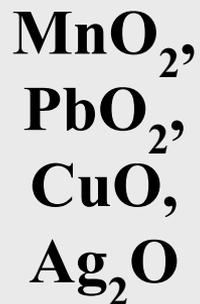
**Металлы**

**Важнейшие  
восстановители**

**$\text{H}_2$   
 $\text{C}$   
 $\text{CO}$**

**Соли, содержащие  
ионы:  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  
 $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{2+}$  и др.**

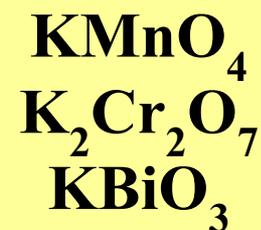
Оксиды:



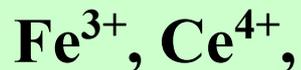
Галогены:



Вещества,  
содержащие  
элементы в  
высшей СО:



## Важнейшие окислители



ионы

благородных

металлов:



Кислоты:



«царская водка»

В качестве окислителей чаще в фармацевтических учреждениях применяются титрованные растворы перманганата калия, бихромата калия, йода, йодата калия и бромата калия.

С восстановителями применяются растворы тиосульфата натрия (для определения йода), сульфата железа (2+), мышьяковистой кислоты, хлорида (2+) и т.д. Отсюда отражают отдельные названия методик - йодометрия, броматометрия, перманганатометрия (манганометрия) и т.д.



Методы окислительно-восстановительного титрования пригодны для определения многих органических лекарственных веществ, которые являются потенциальными восстановителями, поэтому могут быть окислены до веществ с целью восстановительной способностью, чем исходные вещества.

Конечную точку титрования в окислительно-восстановительных методах определяют с помощью редокс-индикаторов - веществ, способных в среде с определенным окислительно-восстановительным потенциалом окисляться и менять свою окраску, а также специфических индикаторов (например метиловый красный в броматометрии, крахмал в йодометрии ).



Перманганатометрия базируется на использовании лекарственных веществ, определяемых перманганат-ионами. Чаще всего в титриметрическом анализе применяются реакции окисления перманганат-ионами в сильно-кислой среде. Методом перманганатометрии определяют количественное содержание раствора перекиси водорода, магния перекиси, натрия нитрита.

