



Оксиды металлов
восстановительные



реакции

План урока

1. Понятие ОВР, значение ОВР в природе и современном обществе
2. Основные положения теории ОВР
3. Классификация ОВР
4. Составление ОВР методом электронного баланса

станция «Историческая»

экспериментальная

информационная

практическая



историческая

станция «Историческая»



станция «Историческая»



станция «Практическая»

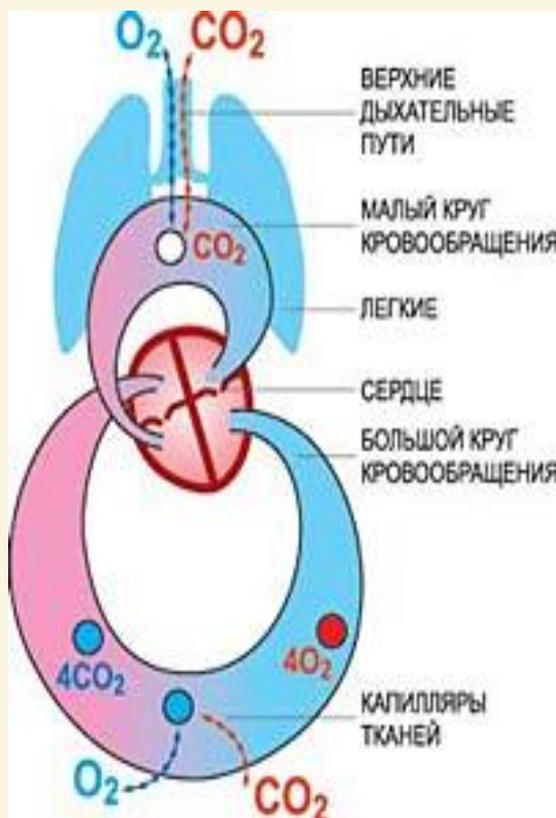


эксперимент
альная

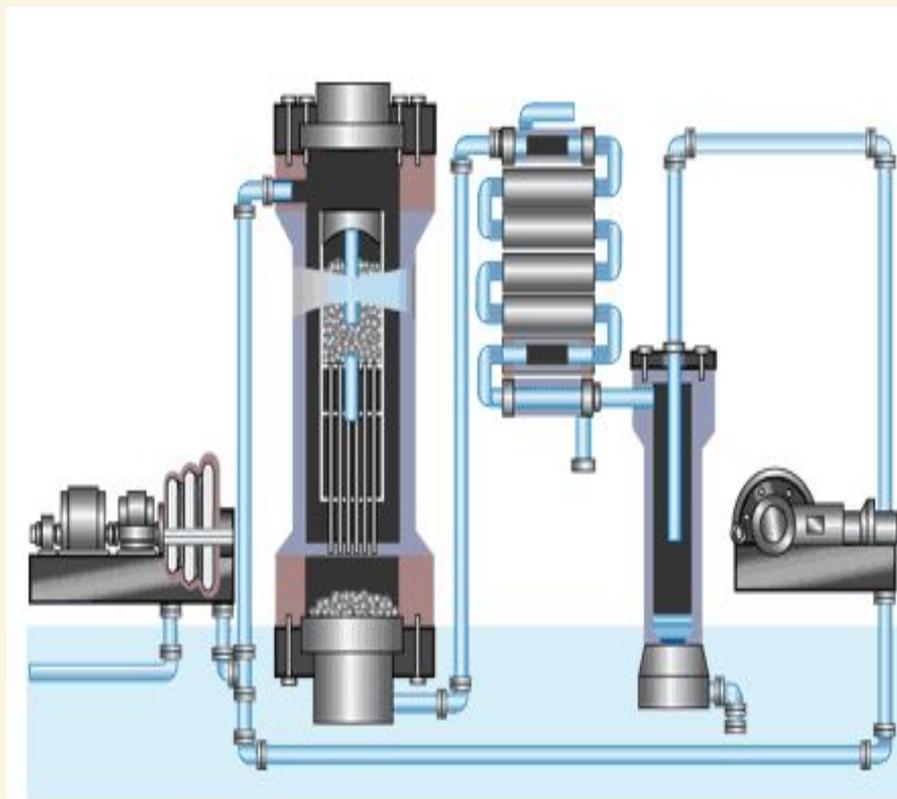
информационная

практическая

историческая



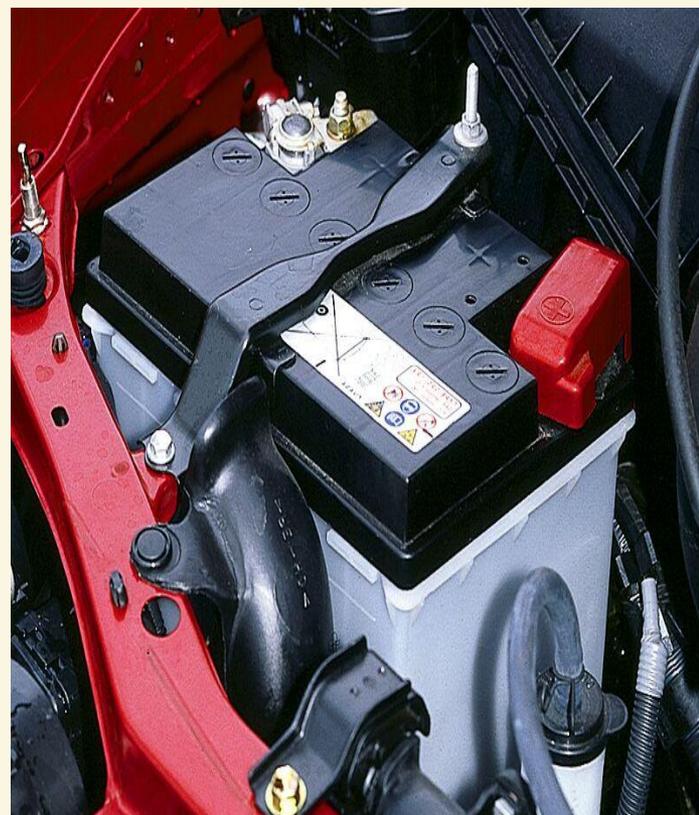
**Основа жизнедеятельности организмов:
дыхание, гниение, брожение, обмен
веществ, фотосинтез, горение,
коррозия металлов**



**Основа металлургических процессов,
получения серной, азотной кислот,
аммиака, круговорота элементов в
природе**



**Основа безотходных производств
и мероприятий по охране окружающей
среды**



Причина превращения химической энергии в электрическую: работа аккумуляторов, батареек, гальванических элементов

станция «Информационная»



эксперимент
альная

информационная

практическая

историческая

**Основные положения теории
окислительно-восстановительных
реакций**

ОВР

Степень окисления

Правила ее определения

Окислители

Восстановители

Процесс окисления

Процесс восстановления

станция «Информационная»



Окислительно-восстановительные

реакции – это реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции

СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ, СОЕДИНЕНИЙ, КАТИОНОВ И АНИОНОВ

Степень окисления - это условный заряд атома в соединении, вычисленный, исходя из предположения, что оно состоит только из ионов.

Вещество	Формула	Степень окисления
Свободные элементы (простые вещества)		
Водород	H ₂	0
Углерод	C	0
Хлор	Cl ₂	0
Азот	N ₂	0
Медь	Cu	0
Соединения		
Метан	CH ₄	C = -4 H = +1
Диоксид углерода	CO ₂	C = +4 O = -2
Хлороводород	HCl	H = +1 Cl = -1
Сероводород	CuS	H = +1 S = -2
Диоксид серы	H ₂ S	S = +4 O = -2
Триоксид серы	SO ₃	S = +6 O = -2
Катионы		
Натрий	Na ⁺	+1
Медь (I)	Cu ⁺	+1
Медь (II)	Cu ²⁺	+2
Железо (II)	Fe ²⁺	+2
Железо (III)	Fe ³⁺	+3
Анионы		
Оксид-ион	O ²⁻	-2
Хлорид-ион	Cl ⁻	-1
Карбонат-ион	CO ₃ ²⁻	C = +4
Хлорат (V)-ион	ClO ₃ ⁻	Cl = +5
Хлорат (VII)-ион	ClO ₄ ⁻	Cl = +7
Сульфат-ион	SO ₄ ²⁻	S = +6
Манганат (VII)-ион	MnO ₄ ⁻	Mn = +7
Хромат (VI)-иона	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Cr = +6

ВЫЧИСЛЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТА В СОЕДИНЕНИИ И В ИОНЕ

1. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ:

Свободного (несвязанного) элемента = 0
 Одноатомного (простого) иона = заряду иона
 Любого атома водорода = +1
 Любого атома кислорода = -2
 (исключения: в пероксидах, например, в соединении перекиси водорода H₂O₂ степень окисления кислорода = -1, в соединении OF₂ = +2, в гидридах металлов степень окисления H = -1 (Na⁺H⁻))

2. СУММА СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ВСЕХ ЭЛЕМЕНТОВ В СОЕДИНЕНИИ РАВНА 0.

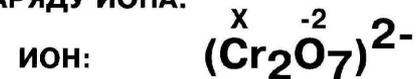


СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ (X) ФОСФОРА В ФОСФОРНОЙ КИСЛОТЕ РАВНА:

$$(+1) \cdot 3 + X + (-2) \cdot 4 = 0$$

$$X = +5$$

3. СУММА СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ВСЕХ ЭЛЕМЕНТОВ В ИОНЕ РАВНА ЗАРЯДУ ИОНА.



СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ (X) ХРОМА В ДИХРОМАТ-ИОНЕ РАВНА:

$$X \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = -2$$

$$X = +6$$

ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ

Окислитель - вещество, которое вызывает окисление другого вещества (атом или ион, принимающий электроны).

Вызывая окисление какого-либо вещества, окислитель понижает свою степень окисления и при этом **восстанавливается**

1. Галогены - F_2, Cl_2, Br_2, I_2 ;
2. Перманганат калия - $KMnO_4$; Манганат калия - K_2MnO_4 ;
Оксид марганца (IV) - MnO_2 ;
3. Дихромат Калия - $K_2Cr_2O_7$; Хромат калия - $K_2Cr_2O_4$;
4. Азотная кислота - HNO_3 ;
5. Кислород - O_2 ; Озон - O_3 ;
Пероксид водорода - H_2O_2 ;
6. Серная кислота - H_2SO_4 ; Селеновая кислота - H_2SeO_4 ;
7. Оксид меди (II) - CuO ; Оксид серебра (I) - Ag_2O ;
Оксид свинца (IV) - PbO_2 ;
8. Ионы благородных металлов - Ag^+, Au^+ и др.;
9. Хлорид железа (III) - $FeCl_3$;
10. Гипохлориты - $NaClO$ и т.д.; Хлораты - $KClO_3$ и т.д.;
Перхлораты - NH_4ClO_4 и т.д.;
11. "Царская водка" (смесь концентрированных азотной - HNO_3
и соляной - HCl кислот);
Смесь концентрированных азотной - HNO_3 и плавиковой - HF кислот ;
12. Анод при электролизе ;

Окислители могут быть как простыми веществами, т.е. состоящими из одного элемента - F_2 , так и сложными - $KMnO_4$

Сложные анионы, содержащие атомы с высокой степенью окисления, также являются окислителями - MnO_4^- ; $Cr_2O_7^{2-}$; ClO_3^- ; ClO_4^- ; причем окислительные свойства обуславливает не атом с высокой степенью окисления, а весь анион (например не Mn^{+7} , а весь анион MnO_4^-)

ВАЖНЕЙШИЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ

Восстановитель - вещество, которое вызывает восстановление другого вещества (атом или ион, отдающий электроны).

Вызывая восстановление какого-либо вещества, восстановитель повышает свою степень окисления и при этом **окисляется**.

1. Металлы - M^0 ;
Водород - H_2^0 ;
Уголь - C^0 ;
2. Оксид углерода (II) - CO_2 ;
3. Сероводород - H_2S ;
Оксид серы (IV) - SO_2 ;
Сернистая кислота - H_2SO_3 и ее соли
4. Иодоводородная кислота - HI ;
Бромоводородная кислота - HBr ;
Соляная кислота - HCl ;
5. Хлорид олова (II) - $SnCl_2$;
Сульфат железа (II) - $FeSO_4$;
Сульфат марганца (II) - $MnSO_4$;
Сульфат хрома - $Cr_2(SO_4)_3$;
6. Азотистая кислота - HNO_2 ;
Аммиак - NH_3 ;
Гидразин - N_2H_4 ;
Оксид азота (II) - NO ;
7. Фосфористая кислота - H_3PO_4 ;
8. Альдегиды - $R - COH$;
Спирты - $R - OH$;
Глюкоза - $C_6H_{12}O_6$;
Муравьиная кислота - $H - COOH$;
Щавелевая кислота - $HOOC - COOH$;
9. Катод при электролизе ;

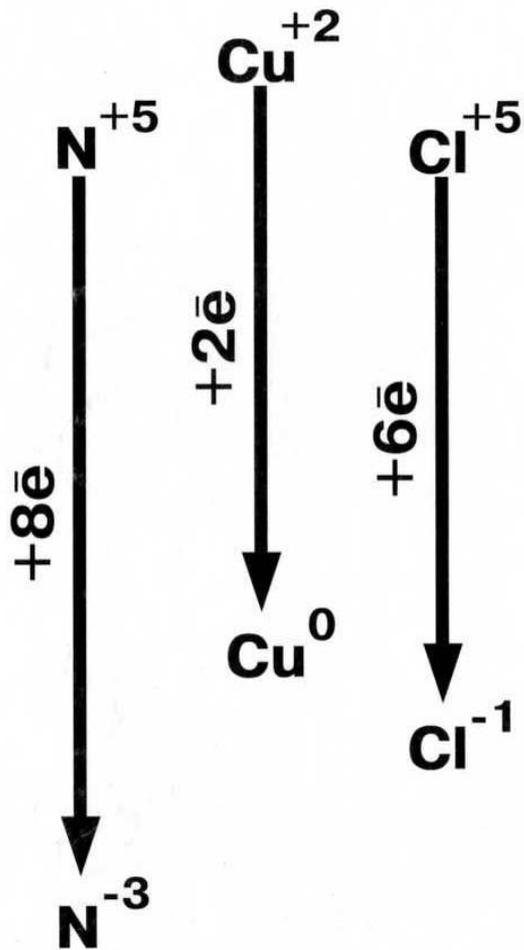
Восстановители могут быть как простыми веществами, т.е. состоящими из одного элемента, так и сложными.

Элементарные анионы - F^- ; Cl^- ; Br^- ; I^- ; и другие проявляют только восстановительные свойства.

СХЕМА ПРОЦЕССОВ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ

ВОССТАНОВЛЕНИЕ

(ПРИСОЕДИНЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ,
ПОНИЖЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ)



$+n\bar{e}$ $-n\bar{e}$

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

ОКИСЛЕНИЕ

(ОТЩЕПЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ,
ПОВЫШЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ)

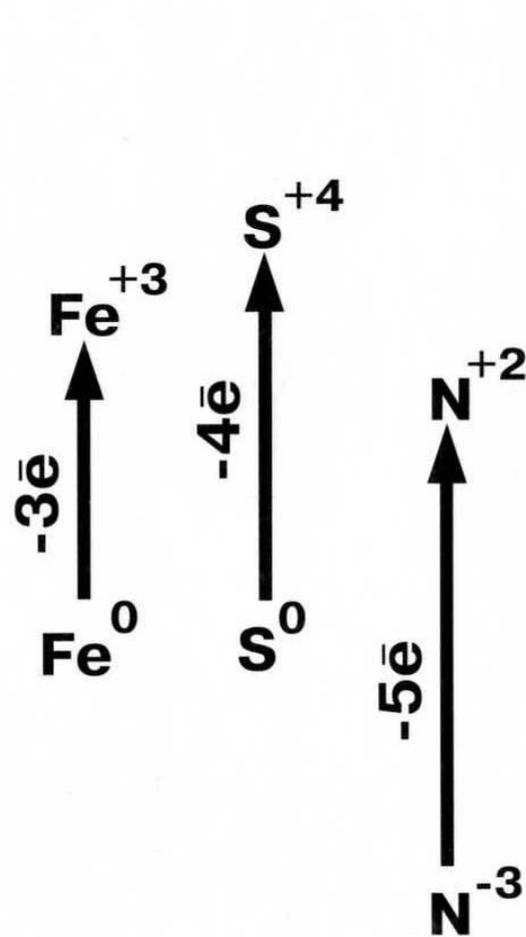


Схема восстановления
хлора

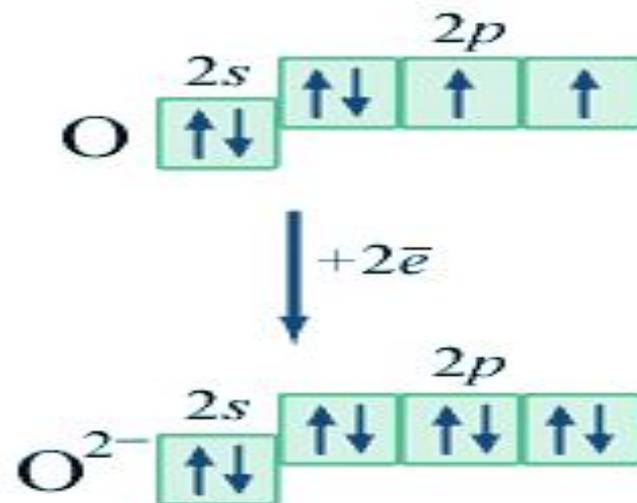
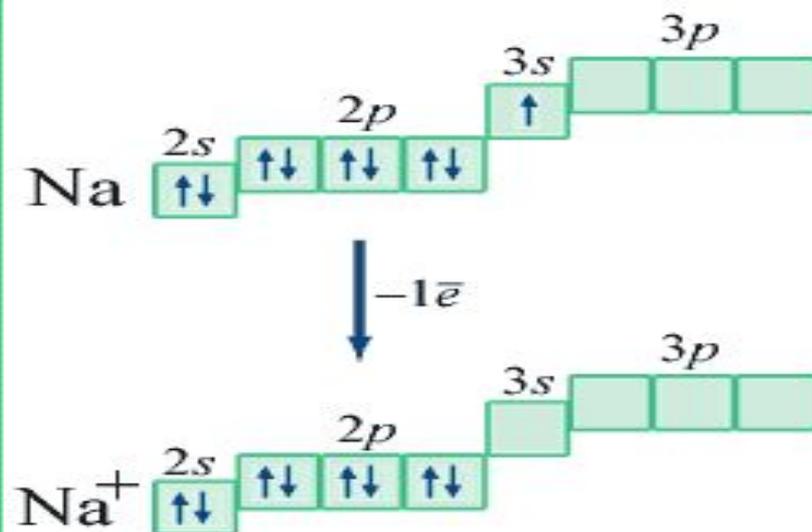
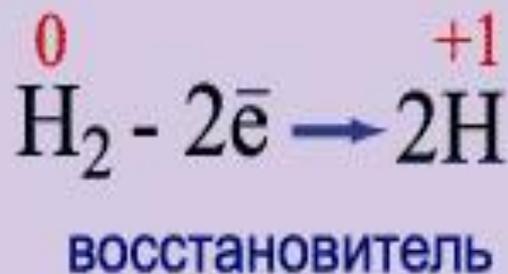


Схема окисления
водорода



станция «Экспериментальная»

Я - исследователь



эксперимент
альная

информационная

практическая

историческая

Классификация ОВР

- Межмолекулярные
- Внутримолекулярные
- Диспропорционирования

Классификация ОВР



Межмолекулярные ОВР – это реакции, в которых перераспределение электронов происходит между разными веществами – окислителем и восстановителем

Классификация ОВР



Внутримолекулярные ОВР – это реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя входят в состав одной и той же молекулы

Классификация ОВР



Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления)

– это реакции, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, находящийся в промежуточной степени окисления