

Химические процессы и промышленная экология

(кафедра)

Общая химия

(дисциплина)

Окислительно- восстановительные реакции.

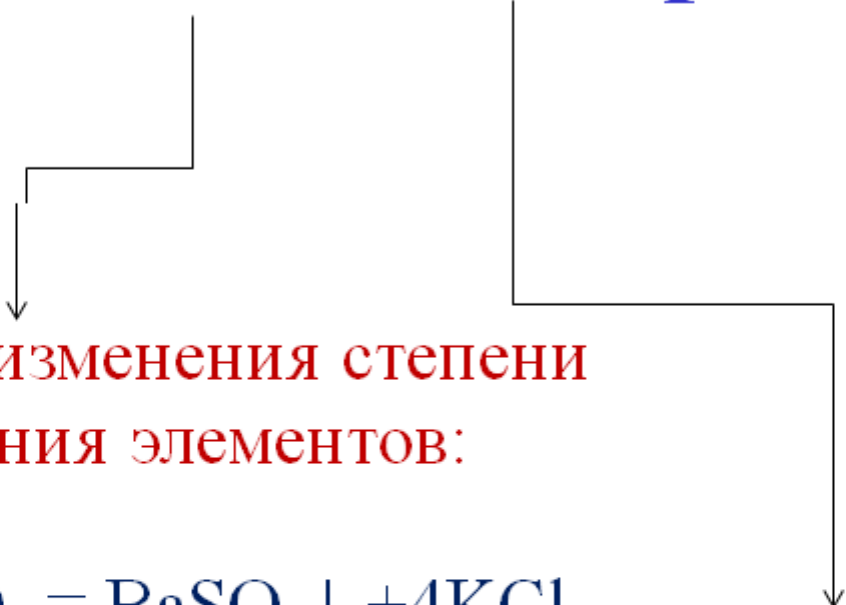
Лекция № 9

1 академический час

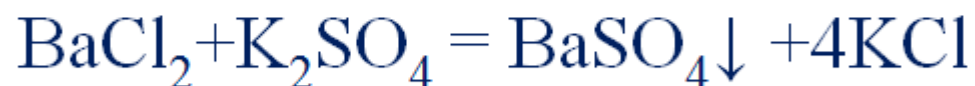
Сейткалиева Нургуль Жарылкагановна

(ФИО преподавателя)

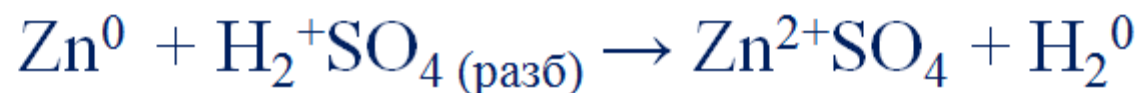
Типы химических реакций



Идущие без изменения степени
окисления элементов:

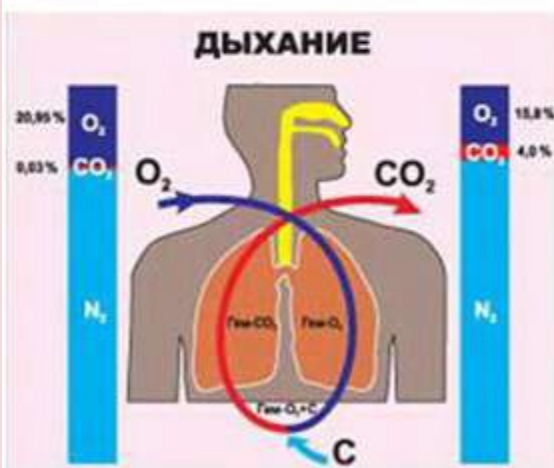
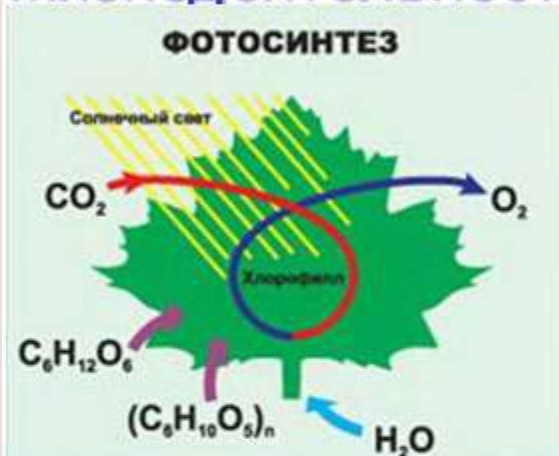


Окислительно-восстановительные реакции:



Роль ОВР в природе и технике:

1. Основа жизнедеятельности



2. Основа металлургической промышленности



Понятие окислительно-восстановительных реакций

Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**

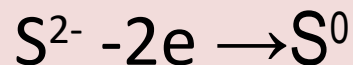
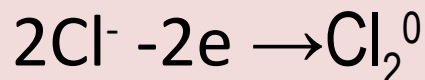
Степень окисления (СО) - условный заряд атома элемента, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов.

Окисление - процесс *отдачи* электронов атомом, молекулой или ионом.

- Атом превращается в положительно заряженный ион:



- отрицательно заряженный ион становится нейтральным атомом:

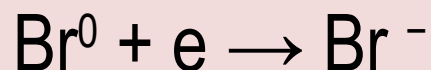


- Величина положительно заряженного иона (атома) увеличивается соответственно числу отданных электронов:



Восстановление - процесс *присоединения* электронов атомом, молекулой или ионом.

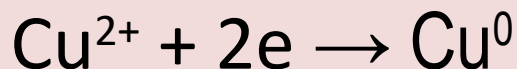
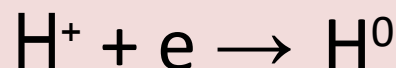
Атом превращается в отрицательно заряженный ион



Величина положительно заряженного иона (атома) уменьшается соответственно числу присоединенных электронов:



– или он может перейти в нейтральный атом:



Восстановители - атомы, молекулы или ионы, *отдающие* электроны. Они в процессе ОВР **окисляются**.

Типичные восстановители:

- атомы металлов с большими атомными радиусами (I-A, II-A группы), а так же Fe, Al, Zn
- простые вещества-неметаллы: водород, углерод, бор;
- отрицательно заряженные ионы: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , N^{3-} . Не являются восстановителем фторид- ионы F^- .
- ионы металлов в низшей с.о.: Fe^{2+} , Cu^+ , Mn^{2+} , Cr^{3+} ;
- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы с промежуточной с.о.: SO_3^{2-} , NO_2^- ; CO, MnO_2 и др.

Окислители - атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. Они в процессе ОВР **восстанавливаются**

Типичные окислители:

- атомы неметаллов VII-A, VI-A, V-A группы в составе простых веществ
- ионы металлов в высшей с.о.:

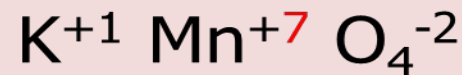
Cu^{2+} , Fe^{3+} , Ag^{+} ...

- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы с высшей и высокой с.о.: SO_4^{2-} , NO_3^{-} , MnO_4^{-} , ClO_3^{-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, SO_3 , MnO_2 и др.

- Вещества, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, могут выполнять как функции окислителей, так и восстановителей, т.е. обладают **окислительно – восстановительной двойственностью**. Например: ряд соединений азота с различными степенями окисления:
- N^{-3}H_3 - всегда восстановитель
- $\text{N}_2^{-2}\text{H}_4$, $\text{N}^{-1}\text{H}_2\text{OH}$, N_2^0 , N_2^{+1}O , N^{+2}O , $\text{N}_2^{+3}\text{O}_3$, N^{+4}O_2 – обладают окислительно – восстановительной двойственностью
- $\text{N}_2^{+5}\text{O}_5$ - всегда окислитель
- Азот в степени окисления -3 – может быть только восстановителем, т.е. может только повышать степень окисления.
- Азот в степени окисления +5 всегда окислитель, повысить степень окисления не может, может только понизить.

- При определении степени окисления атома в соединении **ВАЖНО ЗНАТЬ:**
 - степень окисления атомов в **простых веществах** равна нулю;
 - степень окисления металлов главных **подгрупп I, II и III группы** в их соединениях равна **номеру группы (+1, +2, +3)**,
 - фтора **-1**;
 - степень окисления **кислорода** равна **-2** (в большинстве случаев, кроме пероксидов H_2O_2 (**-1**) и OF_2 (**+2**))

- степень окисления водорода, связанного с неметаллами, равна +1, а связанного с металлами равна -1;
- сумма степеней окисления всех атомов в электронейтральных молекулах равна нулю, а в ионах - их заряду.



+

-

+

-

1

8

1

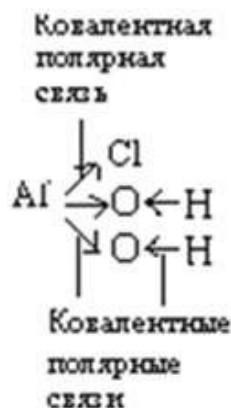
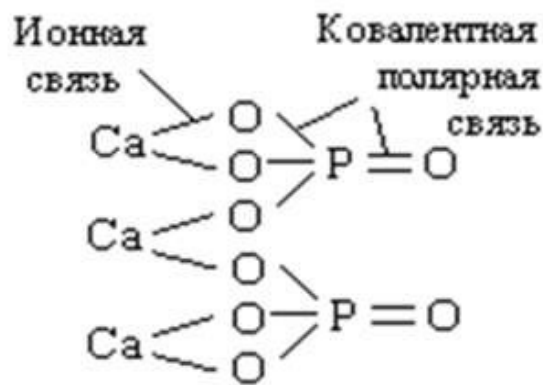
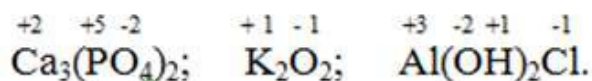
8

7

Определите степени окисления элементов в соединениях
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, K_2O_2 .

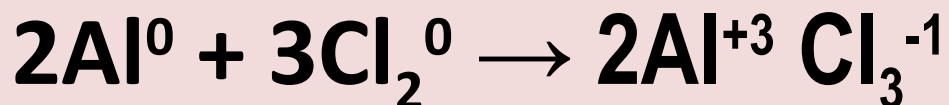
Решение.

Рассчитайте степени окисления элементов, зная что молекула электронейтральна и сумма зарядов атомов в молекуле равна нулю. В качестве точек отсчета выберите элементы с постоянной степенью окисления.



Классификация окислительно-восстановительных реакций

1. Межмолекулярные реакции окислительно-восстановления — это реакции, в ходе которых переход электронов происходит между частицами различных веществ. В выше рассматриваемых реакциях окислитель и восстановитель находятся в разных веществах



2. Диспропорционирования — когда атомы или ионы одного и того же элемента, содержащиеся в одной молекуле, являются и окислителем и восстановителем.



Классификация окислительно-восстановительных реакций

3. **Внутримолекулярные** – когда окислитель и восстановитель одно и тоже вещество, но изменяют степень окисления в нем атомы различных элементов.



Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

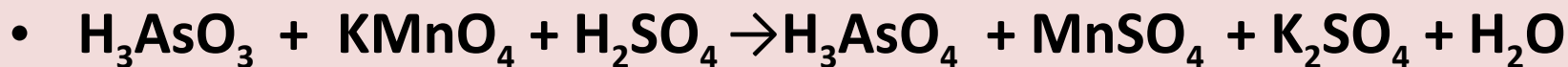
Применяются два вида составления уравнений окислительно-восстановительных реакций:

- 1) Метод электронного баланса.
- 2) Метод полуреакций.

По *методу электронного баланса* сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, причем число электронов отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.

Метод полуреакций применяется для реакций между газообразными, твердыми или жидкими веществами, протекающих без электролитической диссоциации.

- 1) *Метод электронного баланса*



Ортомышьяковистая

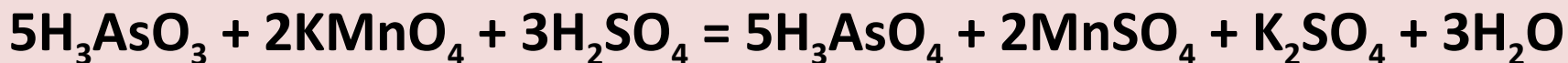
Ортомышьяковая

- кислота

кислота

Восстановитель $\text{As}^{+3} - 2e^- = \text{As}^{+5}$ 5 процесс окисления

Окислитель $\text{Mn}^{+7} + 5e^- = \text{Mn}^{+2}$ 2 процесс восстановления



Метод полуреакций (электронно – ионный метод) применяют для реакций, протекающих в растворах.

Электронно-ионные уравнения точнее отражают истинные изменения веществ в процессе окислительно-восстановительной реакции и облегчают составление уравнений этих процессов в ионно-молекулярной формуле.

- **Главные этапы:**

- 1) записывается общая молекулярная схема

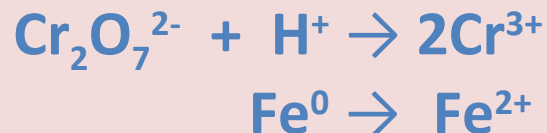


- 2) составляется ионная схема реакции. При этом сильные электролиты представлены в виде ионов, а слабые электролиты, осадки и газы – в молекулярном виде. В схеме определяется частица, определяется характер среды (H^+ , H_2O или OH^-)

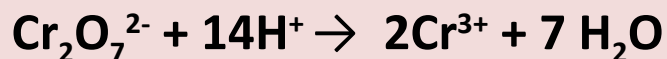


- 3) Составляются уравнения 2-х полуреакций.

- а) уравнивается число всех атомов, кроме водорода и кислорода



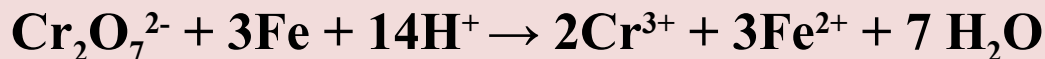
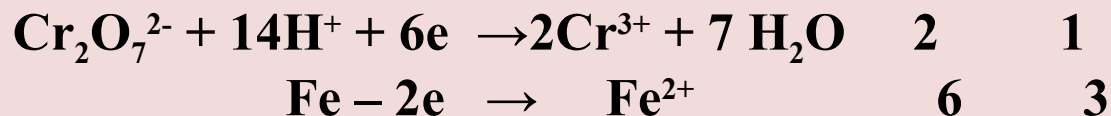
б) уравнивается кислород с использованием молекул H_2O или связывания его в H_2O



в) уравниваются заряды с помощью прибавления электронов



4) уравнивается общее число участвующих электронов путем подбора дополнительных множителей по правилу наименьшего кратного и суммируются уравнения обеих полуреакций.

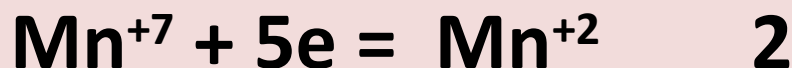
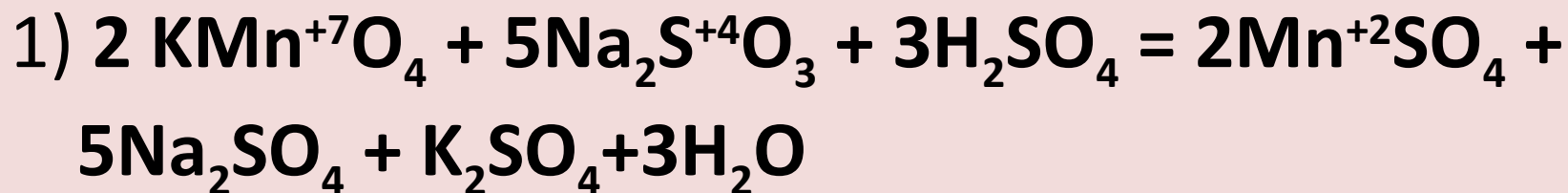


Влияние среды раствора на протекание ОВР.

На характер протекания окислительно – восстановительной реакции между одними и теми же веществами влияет среда. Так, например MnO_4^- восстанавливается до

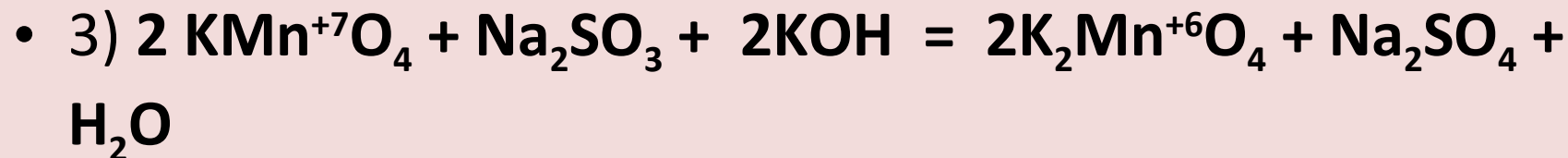
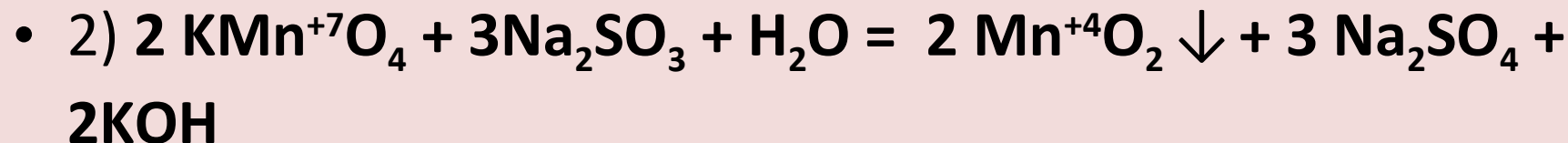
Среда	Продукт	Признак реакции
кислая	Mn^{2+} (соль)	бесцветный раствор
щелочная	MnO_4^{2-} (манганат-ион)	фиолетовый раствор
нейтральная	MnO_2	бурый осадок

- Для создания кислой среды используют серную кислоту. Для создания щелочной среды – растворы гидроксидов калия или натрия.



(метод электронного баланса)

Влияние среды раствора на протекание ОВР.



-

Эквивалент окислителя и эквивалент восстановителя – это часть моля, которая отвечает соответственно одному присоединенному или отданному каждой молекулой электрону в данной реакции.

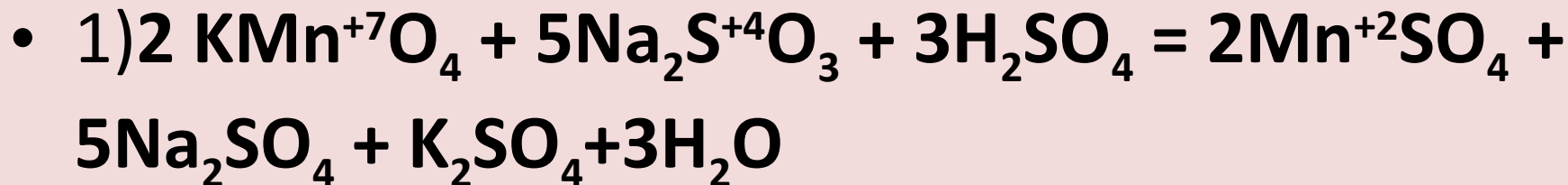
Для определения эквивалента (молярной массы эквивалента) окислителя надо молекулярную массу его разделить на число электронов, присоединенных одной молекулой, а эквивалента восстановителя - молекулярную массу разделить на число электронов, отданных одной молекулой восстановителя.

•.

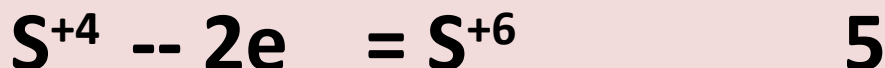
Эквивалент окислителя и эквивалент восстановителя

- Эквивалент – безразмерная величина, а молярная масса эквивалента выражается в г/моль
- $$\mathcal{E} = M / n$$
- Эквивалент одного и того же окислителя в различных реакциях будет различным, он зависит от реакции, от числа присоединенных электронов

Эквивалент окислителя и эквивалент восстановителя



-



$$\mathcal{E}_{\text{KMnO}_4} = M \backslash 5 = 158 \backslash 5 = 31,6 \text{ г} \backslash \text{моль}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = M / 2 = 126 / 2 = 63 \text{ г} / \text{моль}$$