

Окислительно-восстановительные реакции

Теоретические предпосылки:

Все химические реакции можно разбить на две группы. В реакциях первой группы окисленность всех элементов, входящих в состав реагирующих веществ, остается неизменной, а в реакциях второй группы окисленность одного или нескольких элементов изменяется. В этой лабораторной работе нас интересуют реакции, относящиеся ко второй группе.

Неравномерность распределения электронов между атомами в соединениях получила название **окисленности**. При этом элемент, электроны которого смещаются к атомам другого элемента (полностью в случае ионной связи или частично в случае полярной), проявляет **положительную окисленность**. Элемент, к атомам которого смещаются электроны атома другого элемента, проявляет **отрицательную окисленность**.

Число электронов, смещенных от одного атома данного элемента (при положительной окисленности) или к одному атому **окисленности (окисления) элемента**.

В простых веществах степень окисления элемента всегда равна нулю. В соединениях некоторые элементы проявляют всегда одну и ту же степень окисления, но для большинства элементов она в различных соединениях различна. Постоянную степень окисления имеют щелочные металлы (+1), щелочноземельные металлы (+2), фтор (-1). Для водорода характерна с.о. +1, для кислорода она чаще всего равна -2, к важнейшим исключениям относят перекисные соединения, где она равна -1. Для установления степени окисления элементов в соединениях можно пользоваться таблицей электроотрицательностей элементов.

Обычно уравнения окислительно-восстановительных реакций носят достаточно сложный характер, и расстановка коэффициентов в них часто

представляет довольно трудную задачу. Последовательность действий при этом следующая:

6. Составить схему реакции с указанием исходных и образующихся веществ.
7. Определить степень окисления элементов в веществах правой и левой части схемы; отметить элементы, степень окисления которых изменяется.
8. Составить уравнения процессов восстановления и окисления; найти отношение числа электронов, принимаемых при восстановлении и отдаваемых при окислении.
9. Сложить уравнения окисления и восстановления с учетом найденного отношения числа электронов.

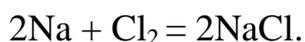
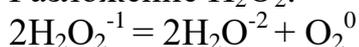
Соединения высшей степени окисления, присущей данному элементу, могут в окислительно-восстановительных реакциях выступать только в качестве окислителей, с.о. элемента может в этом случае только понижаться. Соединения низшей с.о. могут быть, наоборот, только восстановителями; здесь с.о. элемента может только повышаться. Если же элемент находится в промежуточной с.о., то его атомы могут, в зависимости от условий, как принимать, так и отдавать электроны. В первом случае с.о. элемента будет понижаться, во втором - повышаться. Поэтому соединения,

содержащие элементы в промежуточных с.о., обладают **окислительно-восстановительной двойственностью** - способностью вступать в реакции, как с окислителями, так и с восстановителями.

Окислительно-восстановительное диспропорционирование – самоокисление и самовосстановление химического соединения (переход атома из промежуточной степени окисления в более высокую и более низкую).

Примеры:

Разложение H_2O_2 :



$\text{Na} = \text{Na}^+ + \text{e}^-$. Такой процесс - отдача электронов, сопровождающийся повышением степени окисления элемента, - называется **окислением**.

$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-$. Присоединение электронов, сопровождающееся понижением степени окисления элемента, называется **восстановлением**.

Вещество, в состав которого входит окисляющийся элемент, называется **восстановителем**, а вещество, содержащее восстанавливающийся элемент, **окислителем**.

Важнейшие окислители и восстановители:

Металлы проявляют в своих соединениях только положительную окисленность, и низшая их степень окисленности равна нулю. Действительно, все свободные металлы способны, хотя и в различной степени, проявлять только восстановительные свойства. В качестве восстановителей применяют алюминий, магний, натрий, калий, цинк и некоторые другие металлы. Если металлу присуще несколько степеней окисления, то те его состояния, в которых он проявляет низшую из них, так же обычно являются восстановителями, например, соединения железа (II), олово(II), хрома(II), меди(I).

Окислителями могут быть те соединения металлов, в которых степень окисления металлов велика. На практике применяют, в частности: аммиачный раствор оксида серебра, аммиачный раствор сульфата меди (II), хлорид ртути \uparrow (II), диоксид свинца PbO_2 , хлорид железа (III), хромат и дихромат калия, перманганат калия, диоксид марганца.

Неметаллы проявляют как положительную, так и отрицательную окисленность. Неметаллы в высших положительных степенях окисленности, могут быть окислителями, а соединения, в которых не- металл проявляет отрицательную окисленность, - восстановителями.

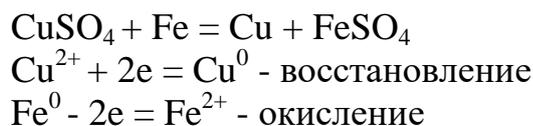
К широко применяемым в промышленности восстановителям относятся водород, углерод(в виде угля или кокса) и монооксид углерода.

К сильным окислителям принадлежат неметаллы верхней части VI и VII групп периодической системы. Сильнее всего окислительные свойства выражены у фтора, но на практике чаще используют в качестве окислителей кислород, хлор и бром.

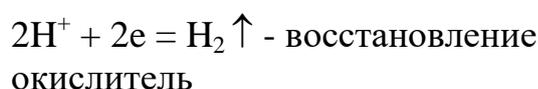
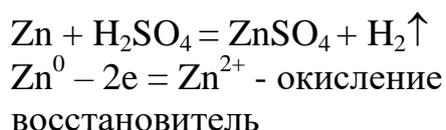
ХОД РАБОТЫ

ОПЫТ 1: Реакции окисления-восстановления с участием простых веществ и элементарных ионов.

а) Налейте в пробирку 5-6 капель 2 н. раствора сульфата меди, опустите туда чистый железный гвоздь. Наблюдайте выделение меди на поверхности гвоздя.

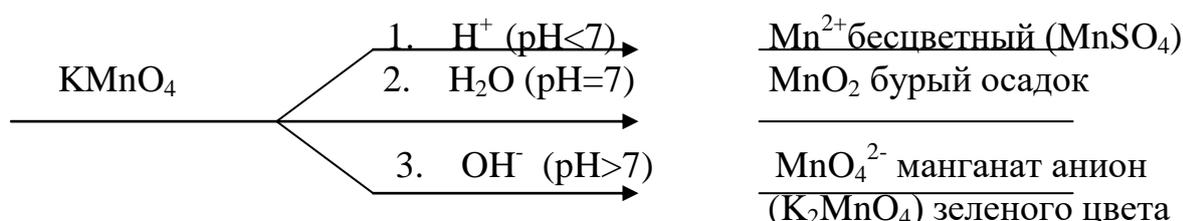


б) Налейте в пробирку 5-6 капель 2н. раствора серной кислоты, положите в него маленький кусочек цинка. Наблюдайте выделение газообразного водорода.



ОПЫТ 2. Значение среды в окислительно-восстановительных реакциях. Окислительные свойства перманганата калия.

Характер реакции окисления-восстановления во многих случаях зависит от природы среды, от величины рН. Предлагается убедиться на классическом примере с перманганатом калия, как влияет рН среды на механизм протекания реакции с одним и тем же восстановителем - сульфитом натрия. Реакции выражаются схемой:



В три пробирки внесите по 8 капель перманганата калия. В одну пробирку добавьте 3 капли 2 н. раствора серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия. Наблюдайте обесцвечивание раствора в результате образования соединений двухвалентного марганца – схема 1. Во вторую пробирку добавьте небольшое количество кристалликов сульфита натрия, в этой пробирке рН = 7. Наблюдайте выделение бурого осадка MnO_2 - схема 2. В третью пробирку добавьте 4 капли концентрированного раствора КОН и такое же количество кристалликов Na_2SO_3 . Наблюдайте появление зеленой окраски соединений Mn(VI). Опишите, в каком случае процесс восстановления иона – окислителя MnO_4^- протекает наиболее глубоко и почему? Каждая проведенная реакция выражается уравнением:

Схема 1

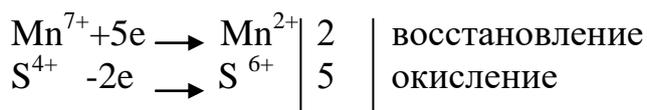
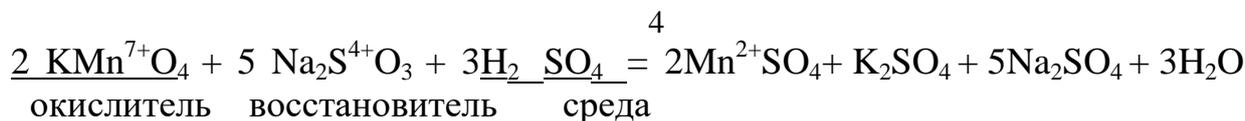


Схема 2

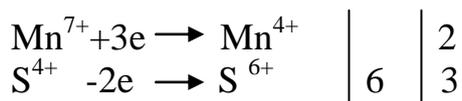
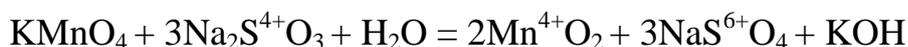
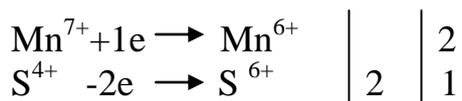
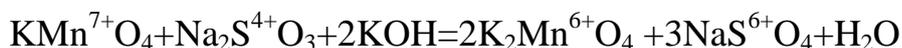


Схема 3



ОПЫТ 3. Окислительно-восстановительная двойственность перекиси водорода.

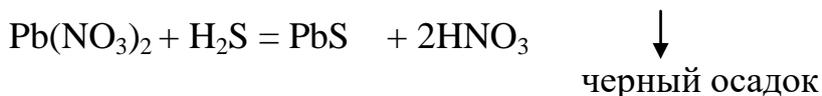
Пероксид (перекись) водорода представляет собой бесцветную сиропообразную жидкость плотностью 1,45 г/см³, затвердевающую при -0,48⁰С. Это очень не прочное вещество, способное разлагаться со взрывом на воду и кислород, причем выделяется большое количество теплоты:



Применение пероксида водорода связано с его окислительной способностью и с безвредностью продукта его восстановления (H₂O).

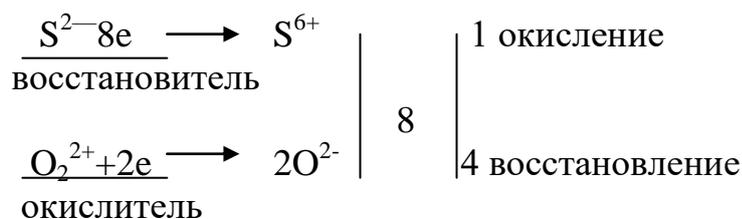
Окислительные свойства перекиси водорода:

Внесите в пробирку 4 капли раствора соли двухвалентного свинца. Добавьте 4 капли сероводородной воды и наблюдайте выделение черного осадка сульфида свинца:

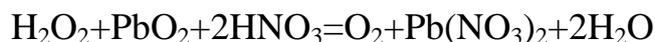


Прибавьте в пробирку 3-5 капель 3%-ного раствора перекиси водорода. Наблюдайте изменение цвета осадка, обусловленное окислением сульфида свинца в сульфат:





В данной реакции перекись водорода проявляет окислительные свойства. Восстановительные свойства перекиси водорода. В пробирку налейте по 4-5 капель 3%-ного раствора перекиси водорода и 0,2н раствора азотной кислоты, добавьте несколько кристалликов оксида свинца(IV). Наблюдается бурная реакция растворения диоксида свинца. При этом образуется соль двухвалентного свинца и выделяется газообразный кислород.



В данной реакции перекись водорода проявляет восстановительные свойства.

Контрольные вопросы:

- Какие вещества могут быть только окислителями и только восстановителями и почему? Какие вещества могут выполнять функции и окислителя и восстановителя? Привести примеры.
- Оказывает ли влияние характер среды на протекание окислительно-восстановительных реакций? Примеры.
- Почему все металлы проявляют только восстановительные свойства, а многие могут быть и окислителями и восстановителями?
- Какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные, только восстановительные, как те, так и другие свойства:
 - $S^{2-}, S^0, SO_3^{2-}, SO_4^{2-}$.
 - $Cl^2, ZnCl_2, Fe, HNO_2$.
 - $PbO_2, KCrO_4, K_2S, MnO_2$.
 - S, HNO_3, NH_3, KI .
 - $FeSO_4, K_2MnO_4, MnSO_4, KMnO_4$.
- Уравнять окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель.

$$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 = MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

$$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O$$

$$KMnO_4 + HCl = MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$$
- Закончить следующие окислительно-восстановительные реакции и уравнять методом электронного баланса:

