МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БАШКОРТОСТАН

МОУ Лицей «Содружество»
Орджоникидзевского района городского округа г.Уфа
Республики Башкортостан

Использование проблемного обучения в изучении метода расстановки коэффициентов электронно-ионным балансом в окислительно-восстановительных реакциях

Учитель химии
Черкасская Наталья Анатольевна

2008 г

Предлагаемая разработка урока по общей химии для учащихся 9-х классов направлена на формирование предметно-образовательной компетентности. Решение данной проблемы осуществляется на основе реализации проблемного подхода в обучении, что позволяет организовать поисковую деятельность учащихся.

Для проведения данного урока необходимо 2 часа.

Тема урока: «Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронно-ионного баланса»

Цели урока:

- развитие системы знаний об окислительно-восстановительных реакциях,
- формирование химического мышления, развитие речи, памяти, познавательного интереса к предмету, умения делать выводы;
- продолжение формирования экспериментальных навыков;
- воспитание умения работать в паре, коммуникативных умений.

Реактивы и оборудование: штатив для пробирок, пробирки, гранулы меди, концентрированная азотная кислота, бихромат аммония, асбестная сетка, спиртовка, спички, лабораторный штатив с кольцом, стаканы, растворы роданида калия, хлорида железа (III), тиосульфата натрия, сульфита натрия, бихромата калия, серной кислоты, гидроксида калия, настойка йода, чистая белая салфетка.

Ход урока.

Ориентировочно-мотивационный этап.

Изучение химической реакции является одним из важнейших вопросов в курсе химии. Глубокое знание сущности и закономерностей протекания химических реакций дает возможность управлять ими и использовать для синтеза новых органических и неорганических веществ. Среди многообразия химических реакций особое место занимают реакции окислительно-восстановительных процессов.

Операционно-исполнительский этап.

Вопросы для эвристической беседы:

- что называют химической реакцией?
- назовите принципы, лежащие в основе классификации реакций?
- как можно классифицировать химические реакции с позиции изменения степени окисления элементов в веществах? В качестве примера можно взять следующие реакции:

- пример реакции ионного обмена

  $BaCl_2 + K_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2KCl$

  Ba2+ + 2Cl-+ $K_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2KCl$

- пример окислительно-восстановительной реакции

  2e

  $2Ag^{+1}NO_3 + Cu^0 = Cu^{+2}(NO_3)_2 + 2Ag^0$

- какие реакции называются окислительно-восстановительными?

- может ли быть реакция только окислительной или только восстановительной?
- что называют окислителем (восстановителем)?
- какой процесс называют окислением (восстановлением)?
- как изменяется степень окисления элемента в процессе окисления (восстановления)?
- назовите важнейшие окислители?
- какие вещества могут быть и окислителями, и восстановителями?
- как называется метод расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях?

Беседа завершается заданием на расстановку коэффициентов в ОВР. Для этого к доске приглашаются два ученика. Каждому из них предоставляется возможность провести демонстрационный опыт с записью наблюдаемых процессов и последующей расстановкой коэффициентов в них методом электронного баланса, изученного на прошлых уроках:

1) взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой (опыт помогает проводить лаборант химического кабинета под вытяжкой, соблюдая правила техники безопасности):

$$Cu^0 + 4\,HN^{+5}O_3 \rightarrow Cu^{+2}(NO_3)_2 + 2N^{+4}O_2 + H_2O$$

$$\left.\begin{array}{l} Cu^0 - 2e^- \rightarrow Cu^{+2} \\ N^{+5} + 1e^- \rightarrow N^{+4} \end{array}\right| 2 \left|\begin{array}{l} 1,\ Cu^0 \text{ - восстановитель, окисляется} \\ 2,\ N^{+5} \text{ - окислитель, восстанавливается} \end{array}\right.$$

2) разложение бихромата аммония:

$$(N^{-3}H_4)_2Cr^{+6}{}_2O_7 \rightarrow N_2^0 + Cr_2{}^{+3}O_3 + 4H_2O$$

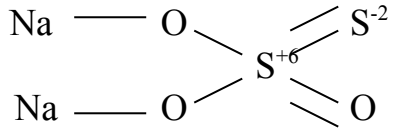
$$\left.\begin{array}{l} 2N^{-3} - 6e^- \rightarrow N_2^0 \\ 2Cr^{+6} + 6e^- \rightarrow 2Cr^{+3} \end{array}\right| 6 \left|\begin{array}{l} 1,\ N^{-3} \text{ - восстановитель, окисляется} \\ 1,\ Cr^{+6} \text{ - окислитель, восстанавливается} \end{array}\right.$$

Для активизации познавательной деятельности учащихся используется следующий игровой момент. Учитель, помогая убрать лаборанту использованную лабораторную посуду и оборудование, нечаянно «ранит» себя. Ученики видят появление «крови» (незаметно проведенная реакция взаимодействия роданида калия и хлорида железа (III)). Во время оказания «первой помощи» была испачкана йодом белая салфетка. Учитель погружает ее в раствор тиосульфата натрия, и учащиеся наблюдают практически мгновенное исчезновение коричневых пятен йода. После этой учитель записывает уравнение химической реакции и предлагает желающему уче поработать - расставить коэффициенты:

$$Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow NaI + Na_2S_4O_6$$

Кажущаяся простота расстановки коэффициентов в уравнении осложняется поиском степени окисления серы в тиосульфате натрия ($Na_2S_2O_3$) и в персульфидодисульфате натрия ($Na_2S_4O_6$). Не вспомнив (или не зная) структурных формул строения солей тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ и персульфидодисульфате натрия $Na_2S_4O_6$, степень окисления серы в них ученик вычислит как +2 и +2,5 соответственно, что обязательно затруднит составление электронного баланса для данной реакции, так как соединений серы с такими степенями окисления нет.

Для решения возникшего затруднения учащимся предлагается вспомнить строение структурной формулы молекулы тиосульфата натрия, имеющей более простое строение:



В процессе беседы выясняется, что в составе этой соли действительно нет серы со степенью окисления +2 (если позволяет время и уровень учащихся класса, то можно рассмотреть и структурную формулу персульфидодисульфата натрия). Становится ясно, что способ расстановки коэффициентов методом электронного баланса, в этом случае не может быть использован. Так создано противоречие между ранее полученными знаниями и новыми фактами. Тогда закономерно напрашивается вопрос: **что делать?**

Учитель подводит к мысли, что данная реакция все-таки идет в растворе, а значит, можно написать уравнение в ионном виде и без учета коэффициентов:

$$2Na^+ + S_2O_3^{2-} + I_2^0 \rightarrow Na^+ + I^- + 2Na^+ + S_4O_6^{2-}$$

При внимательном рассмотрении участвующих и полученных в результате реакции частиц, ученик находит и подчеркивает те, которые изменили свой состав или поменяли степень окисления. Таким образом, учитель дает учащимся понимание необходимости изучения другого способа расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, новизна которого заключается в том, что приходится работать не с отдельно взятым элементом вещества, а с конкретной частицей – ионом. Ученик с помощью учителя составляет полуреакции для данного уравнения:

$$\begin{array}{l|c|c} I_2^0 + 2e^- \rightarrow 2I^- & & 1 \\ & 2 & \\ 2\,S_2O_3^{2-} - 2e^- \rightarrow S_4O_6^{2-} & & 1 \end{array}$$

складывает их, и получает сокращенное ионное уравнение только что проведенной реакции, но уже с найденными коэффициентами, которые автоматически переносятся и в молекулярное уравнение:

$$I_2^0 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$$

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 = 2NaI + Na_2S_4O_6$$

Этап закрепления знаний. Учитель предлагает провести эксперимент - это взаимодействие раствора бихромата калия с сульфитом натрия в кислой среде (опыт интересен тем, что во время проведения эксперимента оранжевый цвет раствора меняется на зеленый). Опыт проводят все ученики на своих местах, полученные результаты с помощью учителя один из учащихся фиксирует на доске:

$K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + H_2O$

$2K^+ + Cr_2O_7^{2-} + 2Na^+ + SO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 2K^+ + SO_4^{2-} + 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + 2Na^+ + SO_4^{2-} + H_2O$

***в кислой среде*:** ионы водорода добавляются в ту часть полуреакции, где находится больше атомов кислорода, а молекулы воды - в другую.

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	6	1
$SO_3^{2-} + H_2O - 2e^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$		3

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 3SO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3SO_4^{2-} + 6H^+$

$K_2Cr_2O_7 + 3Na_2SO_3 + 4H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3Na_2SO_4 + 4H_2O$

Следующий опыт – изменение фиолетовой окраски раствора перманганата калия на зеленый при его взаимодействии с раствором сульфита натрия в щелочной среде проиллюстрирует ответ на вопрос: «Как быть, если реакция проходит в щелочной среде?»

$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

$K^+ + MnO_4^- + 2Na^+ + SO_3^{2-} + K^+ + OH^- \rightarrow 2K^+ + MnO_4^{2-} + 2Na^+ + SO_4^{2-} + H_2O$

в щелочной среде: гидроксид-ионы добавляются в ту сторону полуреакции, где меньше атомов кислорода.

$MnO_4^- + 1e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$	2	2
$SO_3^{2-} + 2OH^- - 2e^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$		1

$2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O + 2MnO_4^{2-}$

$2KMnO_4 + Na_2SO_3 + 2KOH = 2K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

Рефлексивно-оценочный этап.

Задания для самостоятельной работы: расставить коэффициенты в уравнениях реакций методом электронно-ионного баланса:

1 вариант: $KClO_3 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KCl + Fe_2(SO_4)_3 + 4H_2O$

2 вариант: $Cl_2 + Br_2 + KOH \rightarrow KCl + KBrO_3 + H_2O$

В конце урока учитель подводит итоги, выставляет оценки наиболее активным учащимся, задает домашнее задание:

1) есть ли преимущество в изученном методе расстановке коэффициентов в ОВР и если есть, то в чем?

2) подготовиться к проверочной работе, расставить коэффициенты в следующих уравнениях реакций методом электронно-ионного баланса:

$NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$

$KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$