

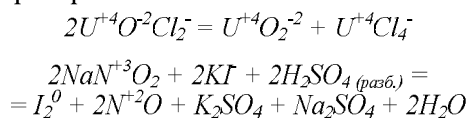
Инновационная методика изучения окислительно-восстановительных реакций

Е.Н. ТАУТОВА, к.х.н., доцент кафедры химии,
А.С. ХАМИТОВА, к.х.н., доцент, декан химико-биологического факультета,
 Кокшетауский государственный университет им. Ш. Уалиханова,
А.К. ТУРСУНБАЕВА, к.т.н., профессор кафедры ММиН,
 Карагандинский государственный технический университет

Ключевые слова: степень окисления, окислительно-восстановительная реакция, электронный баланс, тестовые задания без машинного контроля, структурные формулы, окислители.

Все химические реакции условно делят на реакции, протекающие с изменением и без изменения степени окисления элементов. Условно, как известно, потому что в химических реакциях могут совпадать начальные и конечные степени окисления элементов, но в течение химических превращений могут происходить изменения степеней окисления элементов [1, 2].

Например:



Химические процессы, при которых изменяются степени окисления некоторых элементов, называются окислительно-восстановительными реакциями.

В типовых программах по неорганической химии в педагогическом институте, университете для специальностей «Химия», «Химия и биология», «Биология» изучение теоретических основ этого предмета заканчивается главой «Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)».

Для успешного усвоения ОВР мы предложили метод предварительной подготовки с применением тестовых заданий без машинного контроля.

Начальный этап. При прохождении темы «Основные классы неорганических соединений» в неорганической химии восстанавливаем школьные знания первокурсников по определению понятий «степень окисления» и «валентность»; «окислители» и «восстановители».

Степень окисления – это заряд, который возникает на атоме химического элемента в соединении в результате перехода электронов к более электроотрицательному элементу. Степень окисления – это формальный заряд, так как истинный (эффективный) заряд на атоме элемента в соединении всегда меньше

ввиду неполного смещения общей электронной плотности химической связи к более электроотрицательному элементу [3, 4]. Фтор – самый электроотрицательный элемент. Кислород по электроотрицательности уступает только фтору. Поэтому кислород только в соединении с фтором будет иметь положительную степень окисления.

Окислители – это вещества, содержащие атомы или ионы, присоединяющие электроны. Процесс отдачи частицей электронов и есть окисление. Восстановители – это вещества, содержащие атомы или ионы, отдающие электроны. Процесс присоединения частицей электронов есть восстановление.

Валентность показывает число химических связей. Неадекватность понятий «степень окисления» и «валентность» показываем сначала на следующих примерах (таблица) [5, 6].

Во всех данных соединениях валентность кислорода равна двум, т.е. число образуемых им химических связей равно двум. Однако степень окисления (формальный заряд) на атомах кислорода различен.

Аналогично рассматриваем структурные формулы ортофосфорной H_3PO_4 , ортофосфористой H_3PO_3 и фосфорноватистой H_3PO_2 кислот, где во всех соединениях валентность фосфора равна 5, а степень окисления атомов фосфора соответственно +5, +3, +1.

В сложном парамагнитном веществе красного цвета $(O_2)^+[Pt^{+5}F_6]^-$ не атом кислорода имеет заряд +1, а его молекула. $(O_2)^+$ – молекулярный ион – диоксигенил, является катионом в данном соединении, которое называется гексафтороплатинат (V) диоксигенила. Это вещество синтезировал канадский ученый Н. Барглет ещё в 1962 г. А поскольку энергия ионизации (ЭИ) инертного (благородного) газа ксенона близка ЭИ молекулы кислорода, то ученые смогли применить подобные окислительно-восстановительные реакции

Степень окисления и валентность кислорода в некоторых соединениях

Соединения кислорода	Структурная формула вещества	Степень окисления атома кислорода	Валентность атома кислорода
$H_2^{+}O^{-2}$ вода	$H^+ - O^{-2} - H^+$	-2	2
$H_2^{+}O_2^{-}$ пероксид водорода	$H^+ - O^- - O^- - H^+$	-1	2
O_2^0 кислород	$O = O$	0	2
$O_2^{+2}F_2^{-}$ диоксидифторид	$F^- - O^{+2} - O^{+2} - F^-$	+1	2
$O^{+4}F_2^{-}$ дифторид кислорода	$F^- - O^{+4} - F^-$	+2	2

для синтеза соединений ксенона, т.е. смогли окислить ксенон. Этим примером мы показываем важность знаний процессов окисления-восстановления.

Вещества с положительной степенью окисления кислорода – сильнейшие окислители. Подобные соединения используют как эффективные окислители ракетного топлива.

Далее проводим самостоятельную работу в этом направлении. Для закрепления данного материала, формул и свойств ряда кислот и кислотных оксидов разрабатываем примеры, показывающие, что степень окисления кислотообразующего элемента в химической формуле кислоты равна его степени окисления в молекуле ангидрида этой кислоты.

$H_2^+S^{+6}O_4^{-2}$ – серная кислота; $S^{+6}O_3^{-2}$ – ангидрид серной кислоты, оксид серы (VI), триоксид серы. Здесь кислотообразующий химический элемент – сера. Согласно правилам ИЮПАК в скобках римскими цифрами обозначается степень окисления атома элемента, а не валентность.

$H_3^+P^{+5}O_4^{-2}$ – ортофосфорная кислота; $P_2^{+5}O_5^{-2}$ – ангидрид ортофосфорной кислоты, оксид фосфора (V). Ангидридом метафосфорной кислоты $H^+P^{+5}O_3^{-2}$ будет также оксид фосфора (V) $P_2^{+5}O_5^{-2}$.

$H_4^+P_2^{+5}O_7^{-2}$ – дифосфорная кислота (пирофосфорная); $P_2^{+5}O_5^{-2}$ – ангидрид пирофосфорной кислоты, оксид фосфора (V).

$H_4^+P_2^{+3}O_5^{-2}$ – дифосфористая кислота; $P_2^{+3}O_3^{-2}$ – ангидрид дифосфористой кислоты, оксид фосфора (III).

В фосфорных кислотах кислотообразующим элементом является фосфор.

Анализируются и другие кислоты. В молекулах ортофосфорной и серной кислот величины степеней окисления атомов кислотообразующих элементов по абсолютному значению совпадают.

Выполнение разнообразных упражнений в аудитории и дома развивает умение четко определять величины степеней окисления атомов элементов в формуле любого соединения.

Следующий этап: использование модуля «Строение атома. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева (ПС). Химическая связь». Здесь опирались на знания электронных формул атомов элементов, их положения в ПС, на знания их высших, низших, устойчивых и неустойчивых степеней окисления.

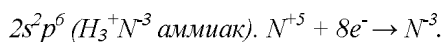
Акцентируем внимание на том факте, что номер группы в ПС показывает число валентных электронов и, соответственно, высшую степень окисления атомов этих элементов (конечно, кроме некоторых исключений).

При прохождении данного модуля студенты развивают умения и навыки определения возможностей атома элемента в данной степени окисления присоединять или отдавать определенное число электронов в химических реакциях.

Приводим примеры упражнений с ответами.

А) Атом азота N^{+5} находится в состоянии высшей степени окисления ($N_2^{+5}O_5^{-2}$, $HN^{+5}O_3$).

Отдавать электроны N^{+5} больше не может, а только может присоединять до электронной конфигурации



Атом серы S^{+6} находится в состоянии высшей степени окисления ($S^{+6}O_3^{-2}$, $H_2S^{+6}O_4$). Отдавать электроны S^{+6} больше не может, а только может их присоединять до электронной конфигурации $3s^23p^6 (S^{-2}, H_2^+S^{-2})$.
 $S^{+6} + 2e^- \rightarrow \dots (S^{-2}, SO_2, H_2S^{+4}O_3)$; $S^{+6} + 6e^- \rightarrow \dots (S^0)$;
 $S^{+6} + 7e^- \rightarrow \dots (S, Fe^{+2}S_2)$; $S^{+6} + 8e^- \rightarrow \dots (S^{-2}, H_2^+S^{-2})$

Б) $Cl^0 + e^- \rightarrow \dots (Cl, H^+Cl)$. Нейтральный атом хлора может присоединить только один электрон до устойчивой электронной конфигурации $3s^23p^6$.

В) $Cl^0 - e^- \rightarrow \dots (Cl^+, HCl^+O)$; $Cl^0 - 3e^- \rightarrow \dots (Cl^{+3}, HCl^{+5}O_2)$;
 $Cl^0 - 5e^- \rightarrow \dots (Cl^{+5}, HCl^{+5}O_3)$; $Cl^0 - 7e^- \rightarrow \dots (Cl^{+7}, HCl^{+7}O_4)$;

Cl^{+7} – это высшая степень окисления атома хлора, образовалась устойчивая электронная конфигурация $2s^22p^6$. Дальнейшая отдача электронов невозможна, поэтому Cl^{+7} в химических реакциях далее не окисляется.

Г) $Br^{+7} + ne^- \rightarrow Br^- (+8e^-)$; $Br^{+5} + ne^- \rightarrow Br^+ (+4e^-)$;
 $Br^+ - ne^- \rightarrow$ атом брома в высшей степени окисления (-6e⁻);

$Br^{+5} - ne^- \rightarrow Br^{+7} (-2e^-)$
 Br^{+5} может и присоединить и отдать валентные электроны.

Делаем вывод об окислительно-восстановительной двойственности элемента, если он находится в исходном положении в промежуточной степени окисления. Степени окисления атомов элементов изменяются в окислительно-восстановительных реакциях.

Для закрепления нового материала и проверки его усвоения используем на последующих занятиях тестовый контроль.

Примеры тестов

1) Какое соединение проявляет только окислительные свойства: а) азот; б) оксид азота (I); в) оксид азота (II); г) оксид азота (IV); д) азотная кислота?

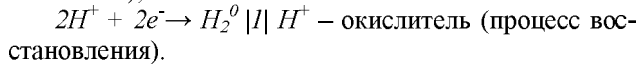
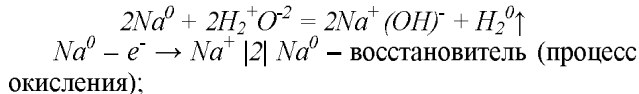
2) Какой ион проявляет только восстановительные свойства: а) BrO_2^- ; б) BrO_4^- ; в) Br^- ; г) BrO_3^- ; д) BrO^- ?

3) Сколько электронов присоединяет атом иода в ионе IO_3^- при его восстановлении до иодид-иона I^- ? а) $2e^-$; б) $3e^-$; в) $8e^-$; г) $6e^-$; д) $5e^-$?

4) Сколько электронов может отдать или принять в окислительно-восстановительной реакции атом углерода в метане CH_4 при его полном сгорании в токе кислорода?

а) $5e^-$; б) $8e^-$; в) $7e^-$; г) $6e^-$; д) $4e^-$?

В теме «Основные классы неорганических соединений» при изучении свойств простых веществ и разбавленных соляной и серной кислот восстанавливаем школьные знания по применению метода электронного баланса в подборе коэффициентов в уравнениях ОВР: при растворении в воде натрия и взаимодействии активных металлов (Zn, Fe) с названными кислотами.



Метод электронного баланса основан на том, что количество отданных восстановителем электронов равно числу принятых электронов окислителем.

К концу прохождения вышеназванного модуля программы у студентов наблюдалось улучшение химического мышления, необходимого для правильного предсказания продуктов ОВР.

Таким образом, применение аналогичных упражнений и тестовых заданий на каждом занятии, незави-

симо от темы занятий, как повторение и закрепление дало возможность постепенно подойти к последней теме теоретических основ неорганической химии «Окислительно-восстановительные реакции» с достаточным багажом знаний, необходимых для успешного усвоения этих самых сложных химических процессов.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2003. 743 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2003. 728 с.
3. Реми Г. Курс неорганической химии. М.: Мир, 1972. Т. 1, 2.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1997. 527 с.
5. Руководство к лабораторным работам по общей и неорганической химии / Под ред. Ф.Я. Кульба. Л.: Химия, 1978. 280 с.
6. Полинг Л. Общая химия. М.: Мир, 1974. 846 с.

УДК 622.277(574)

Сравнительный анализ основных российских образовательных программ менеджмента в нефтегазовой отрасли

А.Е. ВОРОБЬЕВ, д.т.н., профессор, зав. кафедрой нефтепромысловой геологии, горного и нефтегазового дела, Российский университет дружбы народов (г. Москва),
В.С. ПОРТНОВ, д.т.н., профессор, директор ДОУП,
А.К. ТУРСУНБАЕВА, к.т.н., профессор кафедры ММиН, Карагандинский государственный технический университет
А.С. КОРНИЕНКО, магистрант, Российский университет дружбы народов (г. Москва)

Ключевые слова: проблемно-ориентированный модуль, нефтегазовый бизнес, магистерская программа, менеджмент, учебный процесс, переподготовка специалистов, инновации.

Нефтегазовая отрасль формирует значительную часть доходов государственного бюджета в России. С каждым годом усиливается ее роль как вектора, определяющего возможности отношений России с другими государствами. Таким образом, можно говорить не только об экономическом значении данной сферы, но и о ее растущем геополитическом потенциале.

Глобализация мировой экономики способствует дальнейшей интеграции компаний нефтегазовой направленности и подталкивает их к новым инновационным способам добычи, транспортировки и переработки нефти и газа. Одной из составляющей этого процесса является технологический базис производства, который функционирует исключительно благодаря выверенным управленческим решениям. Подготовка высококвалифицированных специалистов в области управления нефтегазовым производством в России осуществляется в высших учебных заведениях как по специальностям, так и по отдельным программам бизнес-образования. Преимуществом первого типа подготовки является государственный образовательный стандарт, который позволяет выдавать дипломы государственного образца по данной специальности [1].

Подготовкой руководителей высшего и среднего звена, а также формированием кадрового резерва нефтяных и газовых компаний (бизнес-образования) за-

нимаются многие российские высшие учебные заведения. В основном на такое обучение принимаются лица, уже получившие первое высшее образование и имеющие опыт работы в нефтегазовой промышленности.

Одним из таких высших учебных заведений является Институт нефтегазового бизнеса АНХ, который осуществляет подготовку кадров по двум программам: «Мировой нефтегазовый бизнес» и «Нефтяной и газовый бизнес». Суть этих программ состоит в подготовке научно-технических кадров, применяющих системное видение развития нефтегазовой отрасли и опирающихся на опыт 15 стран различных регионов мира.

С 1999 г. в программе участвуют ведущие нефтегазовые компании: ОАО «ЛУКОЙЛ», ОАО «ТАТНЕФТЬ», ОАО «ГАЗПРОМ», ОАО «СУРГУТНЕФТЕГАЗ», ОАО «ТНК-ВР», РУП ПО «БЕЛОРУСНЕФТЬ», АО НК «КАЗМУНАЙГАЗ» и др. Программа «Мировой нефтегазовый бизнес» включает в себя лекции ведущих зарубежных ученых, выступления руководителей органов государственного регулирования нефтегазового сектора, а также «круглые столы» с представителями зарубежных компаний и исследовательских учреждений.

Состоит программа из 9 проблемно-ориентированных модулей, которые охватывают все аспекты деятельности нефтегазовой компании:

1. Нефтегазовый бизнес США. Основные направ-