

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**

**Учреждение образования
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АГРАРНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

Кафедра химии

**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ.
КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

*Методические указания к лабораторной работе
по дисциплине «Химия»*

МИНСК 2009

Рекомендовано научно-методическим советом агроэнергетического
факультета БГАТУ

Протокол № 6 от 11 февраля 2009 г.

Составители:

д-р физ.-мат. наук, зав. каф. *С.М. Арабей*,
ассистент *А.А. Нехайчик*

Памятка студенту-первокурснику

Курс химии рассчитан на один семестр. Программный материал изучается на лекциях и лабораторных работах, обсуждается и, главное, закрепляется в ходе Вашей самостоятельной работы (УСРС). Последняя очень важна, т.к. вузовская система обучения отличается от школьной. Итоговый результат будет зависеть от Вашей систематической подготовки к лекциям и лабораторным работам. Химические знания понадобятся Вам при изучении общетехнических и специальных дисциплин, а также в будущей профессиональной деятельности.

В ходе обучения Вы выполните: **17** лабораторных работ, индивидуальные домашние задания (ИДЗ) и контрольные работы по **четырем модулям**, результаты которых определяют итоговую оценку по курсу «Химия». Лабораторные работы помогут Вам научиться работать в химической лаборатории, самостоятельно проводить эксперимент, анализировать полученные результаты и делать выводы. В ходе проведения химического эксперимента Вы закрепите теоретический материал.

Обращаем Ваше внимание, что работа в лаборатории требует выполнения инструкции по технике безопасности.

Курс заканчивается экзаменом, форму его проведения определяют лекторы. Это может быть традиционный устный экзамен, в ходе которого Вам будет предложен билет, состоящий из двух теоретических вопросов и расчетной задачи. Студенты, успешно выполнившие лабораторный практикум, не пропустившие лекционные занятия, имеющие конспект, сдавшие контрольные работы по четырем модулям по 10-бальной шкале на «семь» и выше, освобождаются от экзамена и получают оценку, равную среднему арифметическому по всем четырем модулям. Поэтому, если Вы хорошо работаете в течение семестра, подготовка к экзамену не вызовет у Вас серьезных трудностей. Напоминает Вам, что Вы заинтересованы в хороших результатах своей учебы (рейтинговая система на факультетах, возможность получения бюджетного места в общежитии), поэтому помните: не стыдно спросить то, чего не знаешь, пока учишься, стыдно остаться невеждой после того, как закончил обучение.

Успехов Вам в освоении химии!

Введение

При подготовке к лабораторной работе студент должен по учебнику, конспекту лекций, методическим указаниям изучить программный теоретический материал, разобраться в решении типовых задач по данной теме, выполнить задание предлабораторного контроля и получить допуск к выполнению лабораторной работы. После этого ознакомиться с целью работы, описанием опытов. Письменно в тетради для лабораторных работ оформить соответствующий отчет по лабораторной работе.

Отчет лабораторной работы должен включать:

- 1) название лабораторной работы и дату выполнения;
- 2) цель работы;
- 3) ответы на контрольные вопросы к лабораторной работе;
- 4) наименование опыта;
- 5) краткое описание хода опыта и наблюдений с обязательными ответами на вопросы, имеющиеся в тексте к лабораторной работе;
- 6) уравнения реакций;
- 7) числовые данные с вычислениями;
- 8) рисунок прибора или схему;
- 9) выводы.

После окончания лабораторной работы студент приводит в порядок рабочее место. По каждой выполненной работе студент сдает зачет. При этом он предъявляет свою тетрадь преподавателю с полностью оформленной лабораторной работой. При сдаче зачета студент должен хорошо разбираться в теоретических вопросах, относящихся к выполняемой работе, ясно излагать условия опыта, описывать наблюдавшиеся явления, уметь составлять молекулярные, ионные уравнения, протекавших реакций, правильно делать соответствующие выводы.

Правила работы в химической лаборатории

1. Работайте аккуратно, без лишней торопливости; соблюдайте в лаборатории тишину.
2. Работайте всегда на одном и том же месте.
3. Не загромождайте рабочее место портфелями, свертками, сумками и т.п. Для них в лаборатории отведены специальные столы.

4. Прежде, чем приступить к работе по данной теме, тщательно изучите ее описание. Необходимые приборы и реактивы находятся на рабочем столе.

5. Внимательно наблюдайте за ходом опыта, отмечая и записывая каждую его особенность (выпадение и растворение осадков, изменение окраски, температуры и т.д.).

6. Расходуйте для осуществления химических реакций то количество реактивов, которое рекомендовано в указаниях по выполнению опыта, а если нет специальных оговорок – минимальное.

7. Не уносите приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Закрывайте склянки с реактивами соответствующими пробками, не путайте их во избежание загрязнения реактивов.

8. Работы с вредными веществами проводите только под тягой. Концентрированные кислоты и щелочи наливайте осторожно в вытяжном шкафу; не уносите их на свои рабочие столы.

9. Не выливайте в раковину отработанные концентрированные кислоты и щелочи, а пользуйтесь для этого специально отведенной посудой, установленной под тягой. Отработанные металлы помещайте в специальную емкость. Бумагу и остатки твердых веществ бросайте в урну.

10. При работе с реактивами соблюдать максимальную осторожность. Следите, чтобы ничего не попадало на лицо, руки, одежду. При попадании любого реактива на лицо, руки или одежду быстро промойте интенсивной струей воды из водопроводного крана. Обратитесь к дежурному лаборанту, и по его указанию приведите в надлежащий порядок свое рабочее место.

11. При нагревании реактивов или жидкостей не наклоняйтесь над сосудом во избежание попадания брызг на лицо, одежду.

12. При нагревании жидкостей в колбе не держите ее отверстием к себе или в сторону соседа.

13. Не нюхайте выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду. Если нужно понюхать газ, то следует сделать это осторожно, слегка направляя рукой поток воздуха к себе.

14. В случае ожога (пламенем горелки или горячим предметом) обожженное место смочите раствором перманганата калия, либо приложите салфетку, смоченную жидкостью от ожога.

15. При разбавлении щелочей, кислот и т.п. веществ, а также при мытье посуды с веществами, разъедающими кожу рук, обязательно надевайте резиновые перчатки.

16. В конце работы уберите рабочее место, выключите воду, электроприборы.

Запрещается:

1. Работать с включенными токоприемниками одному.
2. Принимать пищу в химической лаборатории.
3. Работать в химической лаборатории в неаккуратно застегнутой одежде, с распущенными волосами.
4. Нагревать на открытом огне горючие жидкости.
5. Сливать горячие растворы в толстостенную посуду.

После прохождения инструктажа каждый студент расписывается в специальном журнале по технике безопасности, который хранится на кафедре.

Меры оказания первой помощи пострадавшим при несчастных случаях

Для оказания первой помощи в лаборатории имеется аптечка, содержащая необходимые медикаменты и кровоостанавливающие средства.

Порезы

Наиболее распространённым видом травм являются порезы. При ранении стеклом необходимо убедиться, что в ране нет остатков стекла (если они есть, то аккуратно извлечь их из раны), удалить кровь с места пореза ватой или бинтом, смоченным в растворе перманганата калия или спиртом, смазать рану йодом, перевязать.

Ожоги

Ожоги кислотами (серная, азотная, и др.). Промыть ожог большим количеством воды, затем 5 % раствором гидрокарбоната натрия (питьевая сода).

Ожоги щелочами. Промыть водой, затем 2 % раствором уксусной или борной кислоты, смазать вазелином или 5 % раствором перманганата калия, закрыть рану перевязочным материалом.

Ожоги глаз. При ожогах глаз кислотами хорошо промыть чистой водой или 2 % раствором питьевой соды, при ожогах глаз щелочами промыть водой, затем 1 % раствором борной кислоты.

Ожоги фенолом(карболовой кислотой). Промыть место ожога спиртом.

Отравления

При отравлении *кислотами* прополоскать рот большим количеством воды или 5 % раствором гидрокарбоната натрия. Пить молоко, суспензию оксида магния, жидкое мучное тесто.

При отравлении *щелочами* прополоскать рот большим количеством воды, затем 1 % раствором уксусной или лимонной кислоты.

При отравлении *аммиаком* необходимо дать большое количество воды с добавлением уксуса или лимонного сока. Давать яичный белок, молоко, растительное масло. Вывести пострадавшего на свежий воздух и предоставить ему покой.

При отравлении *фенолом (карболовой кислотой)* необходимо вызвать рвоту. Дать большое количество воды. Давать суспензию оксида магния в воде через каждые 5 минут. Можно давать разбавленный раствор перманганата калия.

При отравлении *оксидом углерода(II)* (угарным газом) необходимо перенести пострадавшего на свежий воздух.

При отравлении *оксидами азота*, парами азотной кислоты необходимо принимать внутрь 2 г. норсульфазола. Вдыхать кислород.

При отравлении во всех случаях необходимо вызвать врача!

Поражение электрическим током. Необходимо выключить электрический ток или устранить контакт с источником тока при помощи резиновых перчаток или сухой деревянной палки. Пострадавшему сделать искусственное дыхание, давать для вдыхания кислород. Укрыть пострадавшего одеялами, обложить грелками.

Основные понятия химии

Химия – наука о веществах и их превращениях.

Вещество – это вид материи, обладающий при данных условиях определенными физическими свойствами. Явления, при которых из одних веществ образуются другие, новые вещества, называются химическими.

Наименьшими структурными единицами любого вещества являются атомы, молекулы и ионы.

Атом – наименьшая электронейтральная частица химического элемента и простого вещества, обладающая всеми его химическими свойствами.

Ион – наименьшая частица сложного вещества, представляющая собой атом или группу атомов, которые потеряли или присоединили избыточный положительный или отрицательный заряд.

Вещества подразделяют на простые и сложные. Простые вещества состоят из атомов и молекул. Сложные вещества или химические соединения состоят из молекул и ионов. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, молекулы сложных веществ – из различных атомов.

Любое вещество обладает определенной массой (m) и объемом (V). За единицу массы в международной системе единиц СИ принят 1 кг, а за единицу объема – 1 дм³. За единицу количества вещества в химии принят 1 моль.

1 моль – количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа атома углерода ¹²C. Так как масса атома углерода ¹²C равна 1,993 10²³ г, то в 12 г углерода ¹²C содержится 6,02 10²³ атомов. Поэтому можно дать следующее определение моля:

моль – это такое количество вещества, в котором, независимо от агрегатного состояния, содержится 6,02 10²³ структурных единиц вещества. Говоря о количестве вещества, всегда надо точно знать из каких структурных единиц состоит вещество.

Например, 1 моль железа – это 6,02 10²³ атомов железа, так как железо состоит из атомов; 1 моль воды – это 6,02 10²³ молекул воды, т. к. вода состоит из молекул; 1 моль хлорида натрия – это 6,02 10²³ условных единиц молекул хлорида натрия (хлорид натрия состоит из ионов).

Число 6,02 10²³ называется постоянной Авогадро и обозначается N_A . Таким образом, постоянная Авогадро указывает число структурных единиц в одном моле вещества: $N_A = 6,02 10^{23}$ моль⁻¹.

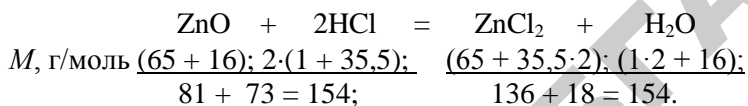
Отношение массы (m) вещества к его количеству (n) называют молярной массой вещества (M) и обычно выражают в г/моль. Молярная масса вещества имеет одно и то же численное значение, что и его молекулярная масса. Отношение объема (V), занимаемого газообразным веществом, к его количеству (n) называется молярным объемом вещества (V_m) и обычно выражается в л/моль.

При нормальных условиях ($P_o = 101,325$ кПа и $T_o = 273$ К) молярный объем любого газа равен 22,4 л/моль ($V_m = 22,4$ л/моль).

Основные законы химии

Закон сохранения массы веществ: *масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.*

Закон сохранения массы был открыт М.В.Ломоносовым в 1748 г. и, независимо от него, французским ученым А.Лавуазье. Этот закон легко объясняется с точки зрения атомно-молекулярного учения: при химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего, они только перегруппировываются, образуя молекулы продуктов реакции, при этом число атомов каждого элемента до и после реакции остается одинаковым; а поскольку атомы имеют постоянную массу, то и массы веществ до и после реакции одинаковы. Например,



Закон Авогадро: *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.*

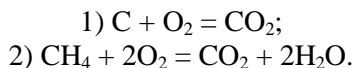
Справедливость этого закона легко объясняется тем, что расстояние между молекулами в газах значительно превышает размеры самих молекул и, следовательно, число молекул в каком-либо объеме определяется не размером молекул, а расстоянием между ними, которое в свою очередь, зависит от температуры и давления.

Если справедливо, что в равных объемах различных газов при одинаковых давлении и температуре содержится одинаковое число молекул, то справедливо и обратное (следствие из закона Авогадро): *одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем.*

При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает один и тот же объем – $V_m = 22,4$ моль/л.

Закон постоянства состава : *всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав.*

Например, углекислый газ может быть получен несколькими способами:



Однако, независимо от способа получения, молекула CO_2 всегда состоит из 1 атома углерода и 2 атомов кислорода.

Закон эквивалентов: массы реагирующих веществ (m) пропорциональны молярным массам эквивалентов ($M_э$) этих веществ:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{M_э(A)}{M_э(B)}.$$

Химическим эквивалентом элемента называется такое количество его массы, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов в химических реакциях.

Международный Союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) предлагает под эквивалентом понимать такую реальную или условную частицу вещества X , которая в данной кислотно-основной реакции эквивалента одному иону водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции – одному электрону. Единицей химического эквивалента является моль.

Молярная масса эквивалента элемента не является величиной постоянной и определяется по формуле:

$$M_э(\text{Э}) = \frac{A}{z},$$

где A – атомная масса элемента;

z – число эквивалентности.

Например, $M_э(\text{Al}) = 27 : 3 = 9$ г/моль.

Молярная масса эквивалента кислоты:

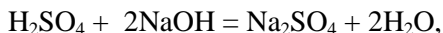
$$M_э(\text{кислоты}) = \frac{M}{z},$$

где M – молярная масса кислоты;

z – число атомов водорода, способных замещаться на металл.

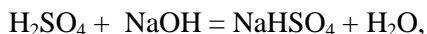
Например, $M_э(\text{HCl}) = 36,5 : 1 = 36,5$ г/моль;

Молярная масса эквивалента вещества может изменяться. Так, для серной кислоты в реакции получения средней соли:



молярная масса эквивалента составляет $M_э(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 : 2 = 49$ г/моль.

А для серной кислоты в реакции получения кислой соли:



она равна $M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 : 1 = 98$ г/моль.

Молярная масса эквивалента основания:

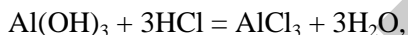
$$M_3(\text{основания}) = \frac{M}{z},$$

где M – молярная масса основания;

z – число гидроксильных групп, способных замещаться на анион кислотного остатка вступивших в реакцию.

Например, $M_3(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 : 2 = 37$ г/моль.

Для реакции получения средней соли:



молярную массу эквивалента рассчитывают по формуле:

$$M_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = M : 3 = 78 : 3 = 26 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса эквивалента этого же основания в реакции получения основной соли:



составляет: $M_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78 : 2 = 39$ г/моль.

Молярная масса эквивалента соли:

$$M_3(\text{соли}) = \frac{M}{z},$$

где M – молярная масса соли;

$$z = n \cdot B;$$

n – число атомов металла;

B – валентность металла.

Например,

$$M_3(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{174}{2 \cdot 1} = 87 \text{ г/моль};$$

$$M_3(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль.}$$

Классификация неорганических соединений

Раздел химии, изучающий свойства и превращения веществ, составляющих неживую природу, получил название неорганическая химия.

Вещества в неорганической химии делятся на простые и сложные.

Простые вещества состоят из одного элемента, в состав сложных входит два и более элементов.

Простые вещества делят на металлы и неметаллы.

Металлы:

- щелочные – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;
- щелочноземельные – Ca, Sr, Ba, Ra;
- редкоземельные – Sc, Y, Os, Bi и др.

Неметаллы:

- инертные (благородные) газы – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn;
- галогены – F₂, Cl₂, Br₂, I₂, At;
- халькогены – O₂, O₃, S₈, Se, Te;
- пниктогены – N₂, P, As.

К неметаллам относятся также H₂, B, C.

Неорганические вещества разделяются на классы либо по составу (двухэлементные или бинарные соединения, и многоэлементные – кислородсодержащие, азотсодержащие и т.п.), либо по химическим свойствам (кислотно-основным, окислительно-восстановительным и т.д.).

Важнейшими бинарными соединениями являются оксиды и гидриды (соединения только двух элементов).

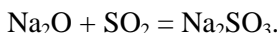
По функциональным признакам неорганические соединения подразделяются на классы в зависимости от характерных функций, выполняемых ими в химических реакциях.

Оксид – это соединение элемента с кислородом. Например: CaO, CO₂, P₂O₅.

Оксиды подразделяются на:

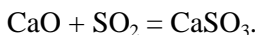
- солеобразующие;
 - несолеобразующие (встречаются редко, например: CO, NO, N₂O).
- Солеобразующие оксиды подразделяют на:
- основные;
 - кислотные;
 - амфотерные.

Основные оксиды (металл + кислород) – оксиды, образующие соли с кислотами и кислотными оксидами : Na_2O , K_2O , CuO . Например,



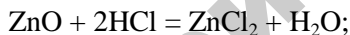
Основным оксидам отвечают основания (гидроксиды).

Кислотные оксиды (неметалл + кислород) – оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основными оксидами и основаниями: SO_2 , SO_3 , P_2O_5 . Например,



Кислотным оксидам соответствуют кислоты. Кислотные оксиды могут быть получены путем отнятия воды от соответствующих кислот, поэтому их называют ангидридами кислот (SO_3 – серный ангидрид).

Амфотерные оксиды (амфотерный металл + кислород) образуют при взаимодействии с водой гидратные формы кислотного и основного характера – амфолиты: ZnO , Cr_2O_3 , Al_2O_3 . Например,



Есть соединения элементов с кислородом, которые по составу могут быть отнесены к классу оксидов, но по своему строению и по свойствам принадлежат к классу солей – пероксиды. Например, Na_2O_2 – пероксид натрия.

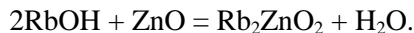
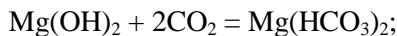
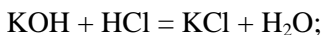
Несолеобразующие оксиды не дают солей ни с основаниями, ни с кислотами.

Гидроксиды – соединения металлов с гидроксильными группами. Общая формула гидроксидов $\text{Me}(\text{OH})_n$. Например, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

По теории электролитической диссоциации основания – это вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием гидроксид-ионов.

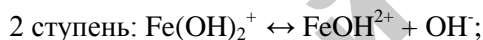
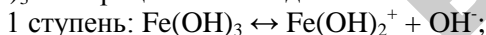
Растворимые в воде основания называются щелочами. Например, KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. В зависимости от числа гидроксильных групп, способных замещаться на кислотные остатки с образованием солей, гидроксиды бывают одно-, двух-, трехкислотные и т.д.: KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$. Отличают также амфотерные гидроксиды – $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Характерным свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами, кислотными или амфотерными оксидами с образованием солей:



С точки зрения протолитической теории основания – вещества, которые могут присоединять ион водорода. Аммиак, присоединяя ион водорода H^+ , образует ион аммония: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$.

Гидроксиды многовалентных металлов (слабые основания) в водных растворах диссоциируют ступенчато и обратимо. Например, для $\text{Fe}(\text{OH})_3$ эти процессы выглядят так:



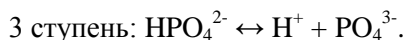
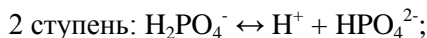
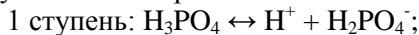
Кислоты – это вещества, состоящие из атомов водорода, которые могут замещаться металлами, и кислотных остатков.

По количеству атомов водорода кислоты подразделяются на одно-, двух- и трехосновные (HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4).

По наличию атомов кислорода в молекуле кислоты бывают кислородсодержащие и бескислородные (H_2SO_4 , HCl). Отличают также надкислоты ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – пероксодвусерная кислота).

В водных растворах кислоты диссоциируют на ионы водорода и кислотные остатки: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$.

Слабые кислоты с многовалентными кислотными остатками диссоциируют ступенчато и обратимо:



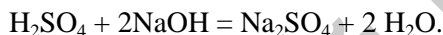
Соль – это вещество, молекула которого состоит из атома металла и кислотного остатка.

Согласно теории электролитической диссоциации солью называется химическое соединение, которое в водном растворе диссоциирует на положительно заряженные ионы металла (катионы) и отрицательно заряженные кислотные остатки (анионы).

Соли делятся на:

- средние (нормальные): NaCl , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, CuSO_4 ;
- кислые: NaHSO_4 , KH_2PO_4 ;
- основные: AlOHCl_2 , $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$;
- двойные: NaCl , KCl ;
- комплексные: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Если при образовании соли из кислоты и гидроксида все ионы водорода кислоты нейтрализованы гидроксильными группами, образуется средняя или нормальная соль. Такая реакция называется *реакцией нейтрализации*:



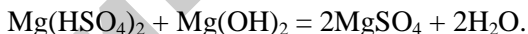
сульфат натрия

В случае избытка кислоты образуется кислая соль:

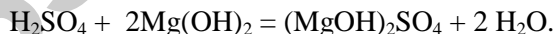


гидросульфат магния

Чтобы перевести кислую соль в среднюю, на нее необходимо подействовать соответствующим гидроксидом:



Образование основной соли в процессе нейтрализации наблюдается при избытке гидроксида:



сульфат гидроксомагния

Для перевода основной соли в среднюю, на нее необходимо подействовать соответствующей кислотой:



При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуется средняя (нормальная) соль, при неполном – кислые соли. Кислые соли образуют многоосновные кислоты. Основные соли образуют многокислотные основания.

Номенклатура неорганических соединений

Бинарные соединения

Название бинарных соединений образуется из латинского корня названия неметалла окончанием «-ид» и русского названия менее электроотрицательного элемента в родительном падеже, причём в формулах бинарных соединений первым записывается символ менее электроотрицательного элемента. Например, Ag_2O – оксид серебра, OF_2 – фторид кислорода (фтор более электроотрицательный элемент, чем кислород). Если менее электроотрицательный элемент может находиться в разных окислительных состояниях, то после его названия в скобках указывают римскими цифрами степень его окисления. Например, Cu_2O – оксид меди (I), CuO – оксид меди (II), CO – оксид углерода (II), CO_2 – оксид углерода (IV). Можно также вместо степени окисления указывать с помощью греческих числительных приставок (моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- и т.д.) стехиометрический состав соединения: CO_2 – диоксид углерода, SF_6 – гексафторид серы. Для отдельных бинарных соединений сохраняются традиционные названия: H_2O – вода, NH_3 – аммиак, PH_3 – фосфин.

Гидроксиды

Название основных гидроксидов составляется из слова «гидроксид» и русского названия элемента в родительном падеже с указанием, если необходимо, степени окисления элемента (римскими цифрами в скобках). Например, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Кислоты

Названия бескислородных кислот составляют, добавляя к корню русского названия кислотообразующего элемента суффикс «о» и окончание «водород»: HCl – хлороводород, HCN – циановодород.

Название кислородсодержащих кислот также образуются от русского названия соответствующего элемента с добавлением слова «кислота». При этом название кислоты, в которой элемент находится в высшей степени окисления, оканчивается на «-ная» или «-овая», например $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – серная кислота, $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – хлорная кислота. С понижением степени окисления кислотообразующего элемента окончания изменяются в следующей последовательности: «-оватая» ($\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ – хлорноватая кислота), «-истая» ($\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – хлористая кислота), «-оватистая» (HCl^{+1}O – хлорноватистая кислота). Если элемент образует кислоты, находясь только в двух степенях

окисления, то название кислоты, отвечающее низшей степени окисления элемента, получает окончание «-истая» (HN^{+3}O_2 – азотистая кислота, $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сернистая кислота).

Соли

Согласно современным номенклатурным правилам, название солей образуется из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Название аниона состоит из корня латинского наименования кислотообразующего элемента, окончания и, если необходимо, приставки. Для названия катиона используется русское наименование соответствующего металла или группы атомов; при этом, если необходимо, указывают в скобках римскими цифрами степень окисления металлов.

Анионы бескислородных кислот называются по общему для бинарных соединений правилу, т.е. получают окончание «-ид». Так, NH_4F – фторид аммония, SnS – сульфид олова (II).

Окончания названий кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента. Для высшей его степени окисления («-ная» или «-овая» кислота) применяется окончание «-ат»; например, соли азотной кислоты HN^{+5}O_3 называются нитратами, серной кислоты $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – сульфатами. Для более низкой степени окисления («-истая» кислота) применяется окончание «-ит». Например, соли азотистой кислоты HN^{+3}O_2 – называют нитритами. Если элемент образует кислоту, находясь в ещё более низкой степени окисления («-оватистая» кислота), то название аниона этой кислоты получает приставку «гипо-» и окончание «-ит». Например, NaClO – гипохлорит натрия, соли хлорноватистой кислоты HClO называются гипохлоритами.

Название кислых и основных солей образуется по тем же общим правилам, что и название средних солей. При этом у кислых солей к названию средней соли прибавляется приставка «гидро-»: CaHPO_4 – гидроортофосфат кальция; NaH_2PO_4 – дигидроортофосфат натрия; у основных солей к соответствующему названию средней соли прибавляется приставка «гидроксо-», например: CuOHNO_3 – нитрат гидроксомеди (II); $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – хлорид дигидроксоалюминия.

Международная номенклатура некоторых наиболее распространенных кислот и соответствующих им средних солей приведена в таблице.

Формула кислоты	Номенклатура	
	Кислоты	соли
1	2	3
<i>Кислородсодержащие кислоты</i>		
HNO ₂	Азотистая	Нитриты
HNO ₃	Азотная	Нитраты
HCrO ₂	Метахромистая	Метахромит
H ₂ CrO ₄	Хромовая	Хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	Двухромовая	Бихроматы (дихроматы)
H ₂ SiO ₃	Кремниевая	Силикаты
HMnO ₄	Марганцовая	Перманганаты
H ₂ MnO ₄	Марганцовистая	Манганат
HPO ₃	Метафосфорная	Метафосфат
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная	Ортофосфаты
H ₄ P ₂ O ₇	Двухфосфорная (пирофосфорная)	Дифосфат (пирофосфат)
H ₃ PO ₃	Фосфористая	Фосфит
H ₃ PO ₂	Фосфорноватистая	Гипофосфит
H ₂ SO ₃	Сернистая	Сульфиты
H ₂ SO ₄	Серная	Сульфаты
H ₂ S ₂ O ₇	Двусерная (пиросерная)	Дисульфат (пиросульфат)
H ₂ CO ₃	Угльная	Карбонаты
HClO ₄	Хлорная	Перхлораты
HClO ₃	Хлорноватая	Хлораты
HClO ₂	Хлористая	Хлорит
HClO	Хлорноватистая	Гипохлориты
<i>Бескислородные кислоты</i>		
HBr	Бромоводородная	Бромиды
HI	Иодоводородная	Иодиды
H ₂ S	Сероводородная	Сульфиды
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлориды
HCN	Циановодородная (синильная)	Цианиды
HCNS	Родановодородная	Роданиды

Контрольные задания

1. Химический элемент – это

- а) вид атомов с одинаковой массой;
- б) вид атомов с одинаковым зарядом ядра;
- в) мельчайшая химически неделимая частица вещества;
- г) электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.

2. Для понятия «простое вещество» справедливы утверждения:

- а) форма существования химического элемента в природе;
- б) входит в состав химических соединений;
- в) состоит из атомов одного вида;
- г) простых веществ больше, чем химических элементов.

3. Для относительной молекулярной массы вещества справедливы утверждения:

- а) безразмерная величина;
- б) приведена в Периодической системе;
- в) показывает, во сколько раз масса молекулы вещества больше массы

атома изотопа углерода с массовым числом 12;

- г) равна сумме относительных атомных масс элементов, составляющих молекулу, с учетом их числа в молекуле.

4. Охарактеризуйте свойства оксида кремния(IV):

- а) амфотерный;
- б) кислотный;
- в) не реагирует с водой;
- г) вытесняет при нагревании из кристаллических карбонатов оксид углерода(IV).

5. Щелочи могут реагировать:

- а) только с сильными кислотами;
- б) как с сильными, так и со слабыми кислотами;
- в) только с кислотными оксидами;
- г) как с кислотными, так и с амфотерными оксидами.

6. Двухосновными кислотами являются:

- а) уксусная; б) серная; в) ортофосфорная; г) угольная.

7. Кислые соли **не могут** образовывать кислоты:

- а) сероводородная;
- б) иодоводородная;
- в) серная;
- г) азотистая.

8. Два типа кислых солей образует кислота:
- а) угольная;
 - б) сернистая;
 - в) сероводородная;
 - г) ортофосфорная.
9. Укажите формулу кислоты:
- а) CaO ; б) H_2SO_4 ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; г) CuOHNO_3 .
10. Укажите формулу основания (гидроксида):
- а) $\text{Al}(\text{OH})_3$; б) H_3PO_4 ; в) Cl_2O_7 ; г) Na_2SiO_3 .
12. Укажите формулу дигидроортофосфата кальция:
- а) CaHPO_4 ; б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; г) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
13. Составлены **неправильно** формулы солей:
- а) CaHCO_3 ; б) $\text{Ba}(\text{HPO}_4)_2$; в) $\text{Ba}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; г) MgNH_4PO_4 .
14. Заряд кислотного остатка равен -1 в солях:
- а) сульфид натрия;
 - б) гидросульфит кальция;
 - в) дигидрофосфат натрия;
 - г) гидросульфат калия.
15. **Не может** образовывать кислую соль оксид, реагируя со щелочами:
- а) оксид фосфора(V);
 - б) оксид серы(IV);
 - в) оксид углерода(II);
 - г) оксид азота(V).

Задания для самостоятельной подготовки

1. Какие вещества могут быть получены при взаимодействии:
- кислоты с солью;
 - кислоты с основанием;
 - соли с солью?
- Привести примеры реакций.
2. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей:
- K_2S ; KHSO_3 ; FeOHNO_3 ;
 - Na_2CO_3 ; KHSO_3 ; $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$;
 - Na_2SO_4 ; K_2HPO_4 ; AlOHCl_2 ;
 - NaNO_3 ; NaHSO_4 ; $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_3$.
- Назвать полученные соли.
3. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли:
- HI ; H_2S ; H_2SO_4 ; HNO_3 ?

Привести уравнения этих реакций. Назвать кислые соли.

4. Какие из перечисленных оснований (гидроксидов) образуют основные соли:

$\text{Ca}(\text{OH})_2$; NaOH ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; NH_4OH ?

Привести уравнения этих реакций. Назвать основные соли.

5. Какое взаимодействие приведет к получению средней (нормальной) соли:

- $\text{MgOHCl} + \text{NaOH}$

- $\text{MgOHCl} + \text{HCl}$

- $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2$

- $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

Привести уравнения этих реакций. Назвать полученные соли.

6. Составить уравнения реакций между $\text{Al}(\text{OH})_3$ и HCl , приводящих к образованию солей:

AlCl_3 ; AlOHCl_2 ; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

Назвать эти соли.

7. Составить уравнения реакций между KOH и H_3PO_4 , приводящих к образованию солей:

K_2PO_4 ; K_2HPO_4 ; KH_2PO_4 .

Назвать эти соли.

8. Какая соль образуется при взаимодействии 1 моля гидроксида цинка и 2 молей ортофосфорной кислоты:

- ортофосфат цинка;

- дигроксофосфат цинка;

- гидроксофосфат цинка;

- гидроортофосфат цинка?

Привести уравнение реакции.

9. Составить уравнения реакций между $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_3PO_4 , приводящих к образованию всех возможных средних, кислых и основных солей. Назвать полученные соли.

Литература

1. Глинка Н.Г. Общая химия. – М., 2002.

Учебное издание

**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ.
КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

*Методические указания к лабораторной работе
по дисциплине «Химия»*

Составители:

Арабей Сергей Михайлович
Нехайчик Андрей Александрович

Ответственный за выпуск *С.М. Арабей*
Компьютерная верстка *М.А. Макрецькая*

Издано в редакции авторов

Подписано в печать 04.05.2009 г. Формат 60×84¹/₁₆.
Бумага офсетная. Гарнитура Times New Roman. Ризография. Усл. печ. л. 1,4.
Уч.-изд. л. 1,1. Тираж 50 экз. Заказ 434К.

Издатель и полиграфическое исполнение
Белорусский государственный аграрный технический университет
ЛИ № 02330/0131734 от 10.02.2006. ЛП № 02330/0131656 от 02.02.2006.
220023, г. Минск, пр-т Независимости, 99, к. 2

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**

**Учреждение образования
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АГРАРНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

Кафедра химии

**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ.
КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

МИНСК 2009