

Жукова Н.И.<sup>1</sup>, Арсентьева А.С.<sup>2</sup> ©

<sup>1</sup> Кандидат биологических наук, доцент, <sup>2</sup> магистрант, кафедра естественнонаучного образования, Дальневосточный федеральный университет, Школа педагогики

## РЕШАЕМ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАДАЧИ ПО ХИМИИ

### *Аннотация*

*Работа посвящена методике решения экспериментальных задач по химии в школе. Приводятся примеры различных исследовательских заданий, решение которых позволит учащимся закрепить умения решать качественные и экспериментальные химические задачи, формировать исследовательские навыки, составлять алгоритм деятельности, анализировать и делать выводы.*

**Ключевые слова:** экспериментальные задачи, химический эксперимент, реактивы и оборудование, формулы химических веществ, уравнение реакции.

**Keywords:** experimental tasks, chemical experiment, reagents and equipment, sorts chemical formula, reaction equation.

Наряду с расчётными экспериментальные задачи являются обязательными в курсе химии средней школы. Экспериментальные задачи, прежде всего, предусматривают выполнение химического эксперимента и поэтому требуют определённых элементарных навыков и умений в обращении с химической посудой и реактивами. Для повышения осознанности теоретических знаний учащихся необходимо формировать у них личностный смысл познания [1]. Важно научить школьников своими руками выполнять опыты.

Цель настоящей работы – показать методические приемы формирования умения решать экспериментальные задачи.

Решение экспериментальных задач начинается с прочтения и анализа условия задачи. Учащимся предлагается записать в тетради основные этапы выполнения экспериментальной задачи. Выбрать оптимальный вариант решения задачи. Составить план решения задачи, записать необходимые уравнения реакций. После теоретического решения задачи учащиеся приступают к практической части задачи. Подбирают необходимые реактивы и оборудование, собирают установку, проводят реакции и соответствующие наблюдения, получают нужный результат. Проверяют правильность решения и составляют отчет. В процессе решения экспериментальных задач учащиеся глубже вникают в суть химических явлений и законов, знакомятся со свойствами веществ, сравнивают свойства соединений разных классов, совершенствуют навыки работы с химическим оборудованием и химическими веществами, анализируют, развивают умения проводить эксперимент и работать самостоятельно, находить причинно - следственные связи.

Рассмотрим на конкретных примерах методику выполнения различных экспериментальных задач [2].

**Задача 1. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав хлорида бария. Составьте уравнения реакций.**

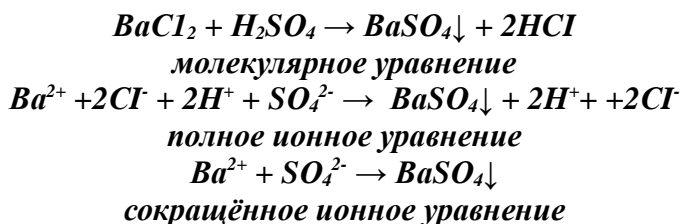
Для выполнения заданий такого типа необходимо хорошо знать качественные реакции на катионы и анионы неорганических веществ.

**Решение.** Химическая формула вещества -  $BaCl_2$ . Следовательно, надо доказать, что хлорид бария содержит катионы  $Ba^{2+}$  и хлорид-ионы  $Cl^-$

### 1. Обнаружение катионов бария $Ba^{2+}$

а) в пробирку налейте 1 – 2 мл раствора хлорида бария  $BaCl_2$  и добавьте к нему несколько капель раствора серной кислоты  $H_2SO_4$ .

Сразу же появляется мелкокристаллический осадок сульфата бария белого цвета. Уравнение реакции:

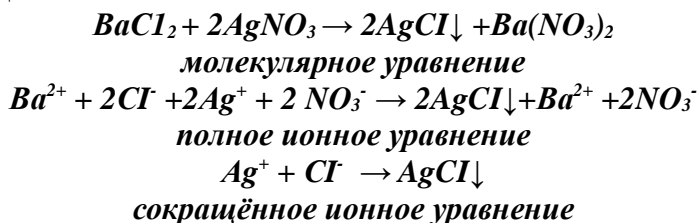


Из сокращённого ионного уравнения этой реакции следует, что вместо раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можно использовать раствор сульфата (например,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$  и др.);

б) прокалите платиновую (нихромовую) проволоку в пламени газовой горелки или спиртовки. Затем охладите её, опустите в раствор хлорида бария и внесите в бесцветное пламя горелки. Пламя окрашивается в зелёный цвет.

## 2. Обнаружение хлорид-ионов $\text{Cl}^-$

В пробирку налейте 1-2 мл раствора хлорида бария  $\text{BaCl}_2$  и добавьте к нему несколько капель раствора нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . Наблюдается выпадение белого творожистого осадка  $\text{AgCl}$ . Уравнение реакции:



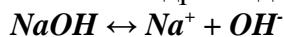
**Задача 2. Выданы три пробирки с растворами следующих веществ: а) гидроксида натрия; б) хлорида натрия; в) сульфата натрия. С помощью характерных реакций определите каждое из веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.**

Для определения с помощью характерных реакций каждого из трёх предложенных неорганических веществ, прежде всего, необходимо обратить внимание на природу указанных веществ, к каким классам неорганических соединений они относятся: основаниям, кислотам, солям. Если это соли, то обращается внимание на то, какими основаниями и кислотами они образованы. Затем предлагается схема анализа. Она должна быть простой, с минимальным количеством операций и использованием наиболее доступных реактивов.

**Решение.** Химическая природа веществ: гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  – основание (щёлочь); хлорид натрия  $\text{NaCl}$  – соль соляной кислоты, образована сильным основанием и сильной кислотой, значит не подвергается гидролизу; сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – соль серной кислоты, образована сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается. Все три вещества – соединения натрия, поэтому качественными реакциями на ион натрия их определить невозможно. Следовательно, используем качественные реакции на анионы.

## 1. Определение гидроксида натрия $\text{NaOH}$

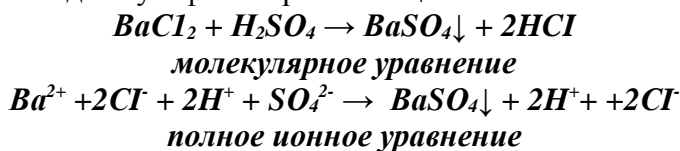
а) в пробирке помещают пробы выданных веществ (1-2 мл) и добавляют к каждой из них 2-3 капли фенолфталеина. В пробирке с раствором гидроксида натрия  $\text{NaOH}$  появляется малиновое окрашивание, обусловленное наличием гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ :

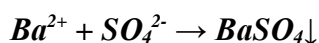


б) к каждой пробе выданных веществ добавляют лакмус. В пробирке со щёлочью  $\text{NaOH}$  лакмус окрашивается в синий цвет.

## 2. Определение сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4$

Из оставшихся двух пробирок берут новые пробы веществ и к каждой из них добавляют по 5-6 капель раствора хлорида бария. В пробирке с сульфатом натрия появляется белый кристаллический осадок сульфата бария  $\text{BaSO}_4$ .

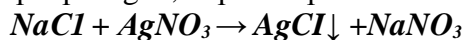




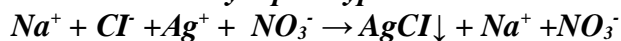
*сокращённое ионное уравнение*

### 3. Определение хлорида натрия NaCl

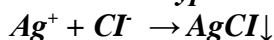
Поскольку два вещества определены, то в оставшейся пробирке будет раствор NaCl, что подтверждается реакцией с раствором нитрата серебра. При этом образуется белый творожистый осадок хлорида серебра AgCl, нерастворимый в азотной кислоте.



*молекулярное уравнение*



*полное ионное уравнение*



*сокращённое ионное уравнение*

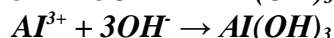
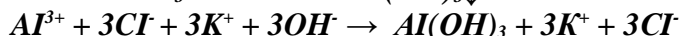
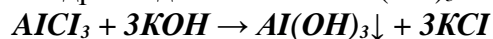
**Задача 3. Получите амфотерный гидроксид и выполните реакции, характеризующие его свойства. Составьте уравнения соответствующих реакций.**

Гидроксиды, проявляющие как основные, так и кислотные свойства, называются амфотерными. К ним относятся гидроксиды алюминия, цинка, хрома, свинца и других металлов. Они, как правило, нерастворимы в воде и выпадают в осадок в момент получения. Характерными свойствами амфотерных гидроксидов является взаимодействие их как с кислотами, так и с основаниями (щелочами) с образованием соли и воды.

**Решение.** Приводим два варианта решения этой экспериментальной задачи.

#### 1. Получение гидроксида алюминия

В пробирку помещают 2-3 мл раствора хлорида алюминия (можно использовать нитрат или сульфат алюминия) и осторожно по каплям добавляют к нему раствор щелочи до выпадения студенистого осадка гидроксида алюминия  $Al(OH)_3$ .

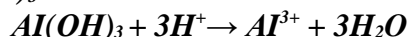
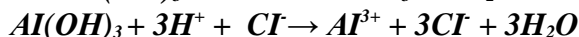
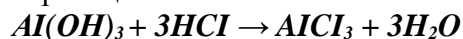


Полученный осадок делят на две части для следующих опытов.

Реакции, характеризующие свойства гидроксида алюминия:

а) взаимодействие с кислотами.

В одну из пробирок с полученным осадком гидроксида алюминия добавляют раствор соляной кислоты (можно использовать растворы серной, азотной кислот). Осадок растворяется, гидроксид алюминия проявляет в реакциях с кислотами свойства оснований.



б) взаимодействие с основаниями (щелочами).

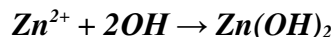
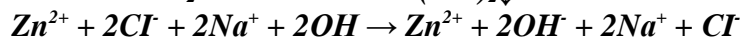
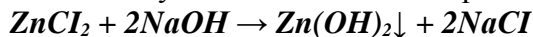
Во вторую пробирку с осадком гидроксида алюминия добавляют избыток раствора щелочи (NaOH или KOH). Осадок растворяется, гидроксид алюминия проявляет в реакциях со щелочами свойства кислот.



Результатом реакции является образование солей-алюминатов, в данном случае образуется тетрагидроксоалюминат натрия.

#### 2. Получение гидроксида цинка

В пробирку помещают 2-3 мл раствора хлорида цинка и осторожно по каплям добавляют к нему раствор щелочи до выпадения студенистого осадка гидроксида цинка  $Zn(OH)_2$ .

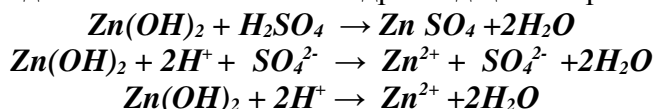


Полученный осадок делят на две части для следующих опытов;

Реакции, характеризующие свойства гидроксида цинка:

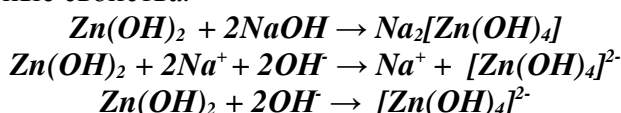
а) взаимодействие с кислотами.

В пробирку с осадком гидроксида цинка добавляют раствор серной кислоты. Осадок растворяется. При взаимодействии с кислотами гидроксид цинка проявляет свойства оснований.



б) взаимодействие со щелочами.

Во вторую пробирку с гидроксидом цинка добавляют избыток раствора гидроксида натрия. Осадок растворяется. При взаимодействии со щелочами гидроксид цинка ведёт себя как кислота, проявляя кислотные свойства.



В результате образуется соль - тетрагидроксоцинкат натрия.

**Задача 4.** *Испытайте индикаторами растворы следующих солей: а) карбонат аммония; б) ацетат аммония; в) сульфит аммония. Объясните результаты испытаний и оформите в таблицу.*

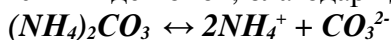
Выполнение заданий такого типа связано со знанием темы «Гидролиз». Гидролиз солей - это реакции ионного обмена между солью и водой, приводящие к разложению соли. При гидролизе с водой реагируют составные части соли, то есть ионы (катионы металлов и анионы кислоты), из которых соль состоит. Поэтому начальной стадией гидролиза является процесс диссоциации соли на составные ионы. Эти ионы в дальнейшем и будут взаимодействовать с молекулами воды, связываясь либо с ионами водорода  $\text{H}^+$ , освобождая при этом ионы  $\text{OH}^-$  и обуславливая щелочную реакцию среды, либо с гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$ , освобождая при этом ионы  $\text{H}^+$  и обуславливая кислую реакцию среды.

**Решение.** Нетрудно заметить, что указанные соли  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$  образованы слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и слабыми кислотами: угольной  $\text{H}_2\text{CO}_3$  уксусной  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и сернистой  $\text{H}_2\text{SO}_3$  соответственно.

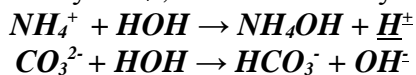
Они будут подвергаться гидролизу, и гидролиз будет происходить как по катиону  $\text{NH}_4^+$ , так и по анионам  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ . Окраска индикаторов будет зависеть от реакции среды растворов этих солей, которая в свою очередь будет определяться силой основания и кислоты, образующихся при гидролизе. Реакцию среды будет определять более сильный электролит, а это можно выяснить, сравнивая их константы диссоциации ( $K$ ), значения которых можно найти в химическом справочнике.

а) Карбонат аммония,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .

В растворе эта соль находится в виде ионов, благодаря диссоциации:

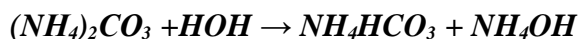


Гидролиз пойдёт как по катиону  $\text{NH}_4^+$ , так и по аниону  $\text{CO}_3^{2-}$ :



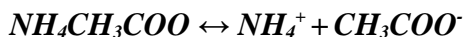
Реакция среды будет зависеть от того, каких ионов -  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$  - будет больше в растворе, а для этого сравниваем константы диссоциации основания  $\text{NH}_4\text{OH}$  и кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Из справочника находим, что  $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ,  $K(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$ .

Из этого следует, что основание  $\text{NH}_4\text{OH}$  является более сильным электролитом, чем кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (его константа диссоциации намного больше), поэтому реакция среды будет щелочной.

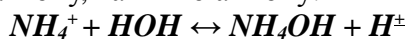


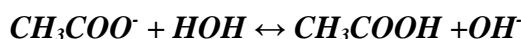
б) ацетат аммония,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ .

В растворе соль диссоциирует на ионы:



Гидролиз пойдёт как по катиону, так и по аниону:

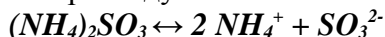




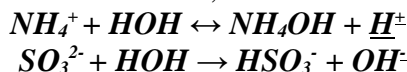
Сравниваем константы диссоциации основания  $NH_4OH$   $K(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$  и кислоты  $CH_3COOH$   $K(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$  они равны между собой, следовательно, концентрации ионов  $H^+$  и  $OH^-$  в растворе этой соли будут одинаковы. Поэтому реакция среды раствора этой соли будет нейтральной, и индикаторы не изменят окраски.

в) сульфит аммония,  $(NH_4)_2SO_3$

В растворе соль подвергается распаду на ионы:



Гидролиз пойдёт с участием и катионов, и анионов:



Находим в справочнике константы диссоциации основания  $NH_4OH$   $K(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$  и кислоты  $H_2SO_3$   $K(H_2SO_3) = 1,3 \cdot 10^{-2}$ . Сравнивая их между собой, отмечаем, что сернистая кислота более сильный электролит, чем гидроксид аммония, следовательно, реакция среды раствора этой соли будет кислой, лакмус окрасится в красный цвет, а фенолфталеин не изменит окраски.

Сведем полученные экспериментальные данные в таблицу:

№ п/п	Растворы солей	Окраска индикаторов	
		лакмуса	фенолфталеина
1.	Карбонат аммония, $(NH_4)_2CO_3$	синяя	малиновая
2.	Ацетат аммония, $NH_4CH_3COO$	окраска не изменяется	окраска не изменяется
3.	Сульфит аммония $(NH_4)_2SO_3$	красная	окраска не изменяется

**Задача 5. Проведите реакции, характеризующие химические свойства фенола. Составьте уравнения соответствующих реакций.**

Выполнение заданий на определение органических веществ, требует знания их качественных реакций. Следует обращать внимание на физические свойства предложенных веществ.

**Решение.** Фенол малорастворимое в холодной воде вещество, водный раствор его представляет взвесь.

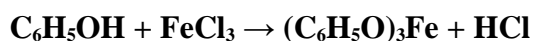
1. Взаимодействие фенола с бромной водой

В пробирку помещают 1-2 мл раствора фенола и добавляют к нему 5-6 капель бромной воды. Раствор бромной воды обесцвечивается и выпадает осадок белого цвета. Данная реакция является характерной на фенол.



2. Взаимодействие фенола с хлоридом железа (III).

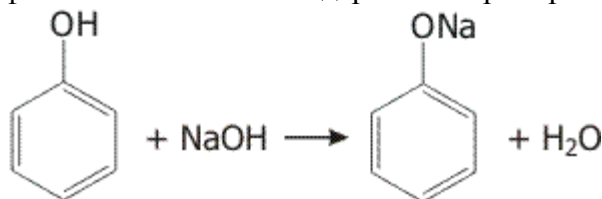
К 1-2 мл водного раствора фенола добавляют 1-2 капли раствора хлорида железа. Смесь окрашивается в фиолетовый цвет. Качественным реактивом на фенол является хлорид железа (III).



3. Взаимодействие фенола со щелочью.

К 10 каплям разбавленного раствора гидроксида натрия прибавляют две капли фенолфталеина. Обратите внимание на окраску раствора (должен иметь слабо-малиновую

окраску). Затем добавляют к нему по каплям раствор фенола до исчезновения окраски. После каждой капли фенола взбалтывают содержимое пробирки.



Фенол обладает кислотными свойствами.

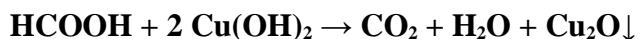
**Задача 6.** Выданы две пробирки: а) с раствором муравьиной кислоты; б) с раствором уксусной кислоты. Определите каждое из веществ.

**Решение.** Поскольку оба вещества одинаково окрашивают индикаторы, их определяют специфическими реакциями.

#### 1. Определение муравьиной кислоты

Особенностью муравьиной кислоты является то, что она обладает как свойствами кислот, так и свойствами альдегидов. Поэтому её определяют по реакции с гидроксидом меди и реакции «серебряного зеркала», не характерных для уксусной кислоты.

а) К 1-2 мл раствора каждой пробы веществ добавляют 1 мл свежеприготовленного  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Смесь нагревают до кипения. В пробирке с муравьиной кислотой появляется кирпично-красный осадок:



б) К 1-2 мл раствора каждой пробы веществ добавляют 1 мл раствора нитрата серебра и столько же гидроксида аммония. При нагревании в пробирке с муравьиной кислотой появляется блестящий налёт металлического серебра:



#### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. В отдельных пробирках находятся растворы хлорида натрия, карбоната натрия, нитрата серебра и ортофосфорной кислоты. Идентифицируйте каждое вещество с помощью реакций между веществами, содержащимися в пробирках. Составьте уравнения этих реакций.
2. В пробирках находятся растворы фосфата натрия, нитрита калия, сульфата меди, хлорида аммония и хлорида железа (III). Используя качественные реакции, определите, в какой пробирке находится каждое из этих веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.
3. В отдельных пробирках находятся глицерин, ацетальдегид, стирол и этанол. Определите, в какой пробирке находится каждое вещество, основываясь на химических свойствах. Составьте уравнения реакций.

В заключении следует отметить, что длительный педагогический эксперимент в школах города Уссурийска и на кафедре естественнонаучного образования ДВФУ выявил доступность и значительное преимущество предлагаемого метода решения экспериментальных задач. В процессе обучения создаются условия формирования у учащихся не только информационной компетентности – способности искать, отбирать, анализировать информацию, но и, прежде всего, химической – способности умением управлять химическими процессами, анализировать химические явления, грамотному обращению с химическими веществами и материалами.

#### Литература

1. Васюкова Е.Ю., Оржековский П.А. К решению проблем повышения осознанности знаний // Химия в школе. – 2010. – № 6. – С. 18–22
2. Жукова Н.И., Куприн А.В., Потенко Е.А. Методика решения химических задач: учебное пособие. – Уссурийск: Изд-во УГПИ, 2008. – 84 с.