

Качественный анализ

Введение

Аналитической химией называют науку о методах качественного и количественного определения состава веществ или их смесей.

Теоретическую основу химического анализа составляет ряд физико-химических законов и, прежде всего периодический закон Д.И.Менделеева, а также основные теоретические положения общей химии: теория электролитической диссоциации, комплексообразование, гидролиз солей и др.

Аналитическую химию подразделяют на два раздела – качественный и количественный анализ. Задача качественного анализа – обнаружение элементов (или ионов), содержащихся в анализируемом веществе. Количественный анализ заключается в определении количества составных частей сложного материала. Исследуя новое соединение, прежде всего устанавливают из каких элементов (или ионов) оно состоит, а затем находят их количественные соотношения. Поэтому качественный анализ предшествует количественному.

Глава 1. ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

1. Понятие об аналитической реакции

Аналитическим процессом или реакцией называется взаимодействие определяемого компонента с другим химическим веществом – аналитическим реагентом, в результате которого происходят видимые или доступные для регистрации изменения: появление окраски, выпадение

осадка, выделение газа, образование кристаллов характерной формы и т.д.

2. Диссоциация воды. Водородный показатель

Вода является очень слабым электролитом. В ничтожно малой степени молекулы воды диссоциируют в соответствии с уравнением:



Константа диссоциации воды описывается выражением:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}.$$

Константа диссоциации воды, вычисленная по данным измерения электропроводности при 25 °С, равна $2 \cdot 10^{-16}$. В знаменателе стоит молярная концентрация недиссоциированных молекул воды, которую можно принять равной общей молярной концентрации воды:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (моль/л)}.$$

$$\text{Тогда } K_w = K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 2 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}.$$

Величина $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ носит название *ионного произведения воды*. Для чистой воды концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксил-ионов:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ (моль/л)}.$$

Растворы с такой концентрацией H^+ называются *нейтральными*.

Если в растворе $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л, говорят, что *реакция среды кислая*. Если в растворе $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ моль/л, *реакция среды является щелочной*.

Отсюда следует, что степень кислотности и степень щёлочности раствора можно выразить с помощью концентраций ионов H^+ или OH^- .

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14 \quad \text{или} \quad -\lg[H^+] - \lg[OH^-] = 14$$

Величину $-\lg [H^+]$ называют *водородным показателем pH*, а величину $-\lg [OH^-]$ – *гидроксильным показателем pOH*.

Следовательно, $pH + pOH = 14$.

Значит в нейтральных растворах $pH = pOH = 7$. В кислых растворах $pH < 7$, а $pOH > 7$. Если же реакция среды в растворе щелочная, то $pH > 7$, а $pOH < 7$.

Протекание различных химических процессов сильно зависит от реакции среды в растворе. Поэтому величина pH раствора является важнейшим показателем, который необходимо контролировать при проведении реакций.

3. Комплексные соединения

Способность образовывать комплексные соединения наиболее сильно выражена у d-элементов больших периодов периодической системы. Поэтому, при анализе их смесей комплексообразование играет большую роль.

Согласно координационной теории Вернера молекула комплексного соединения содержит центральный ион – *комплексообразователь*, вокруг которого располагаются ионы или нейтральные молекулы – *лиганды*. Число лигандов определяется *координационным числом*. Комплексообразователь и лиганды составляют *внутреннюю сферу* соединения. Остальные ионы образуют *внешнюю сферу*.

Так, в молекуле гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ комплексообразователем является ион Fe^{3+} , лигандами – ионы CN^- , $[Fe(CN)_6]^{3-}$ – внутренняя сфера, а во внешней сфере находятся катионы калия.

При диссоциации ионы внешней сферы легко отщепляются:



Глава 2. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

1. Предмет и методы качественного анализа

Идентификация компонентов и определение качественного состава вещества или смеси веществ является предметом качественного анализа. Определение содержания (количества или концентрации) составных частей вещества – задача количественного анализа.

Деление на качественный и количественный анализ в какой-то степени условно и традиционно. Чисто качественное обнаружение веществ или элементов («обнаружен» или «не обнаружен») имеет смысл только для общей характеристики объекта анализа. Подразумевается, что имеется некий порог концентраций или количеств, выше которого компонент может быть обнаружен (если он есть в объекте). Ответ «не обнаружен» вовсе не означает, что этого компонента вообще нет в анализируемом объекте, просто выбранным методом он не обнаруживается. Как правило, наряду с обнаружением требуется и количественная оценка содержания: «много», «мало», «следы». При обнаружении микроколичеств вещества качественная характеристика может вообще потерять смысл.

Качественный анализ необходим для обоснования выбора метода количественного анализа того или иного материала или способа разделения смеси веществ.

Качественный химический анализ используют в сельскохозяйственном производстве для распознавания минеральных удобрений, для обнаружения пестицидных остатков.

Как в качественном, так и в количественном анализе используются три основные группы методов: химические, физические и физико-химические.

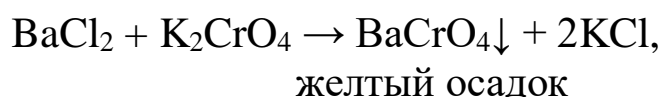
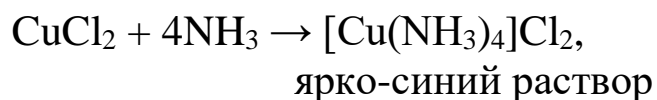
В основе химических методов лежат химические реакции, протекающие между определяемым веществом и реагентом.

Методы анализа, при помощи которых можно определить состав исследуемого вещества, изучив его физические свойства (оптические, электрические, магнитные, тепловые и т.д.) называются физическими. К ним относятся: спектральные, люминесцентные, рентгеноструктурные и другие методы.

Физико-химические методы основаны на изучении физических явлений, которые происходят при химических реакциях, сопровождающихся изменением цвета раствора (колориметрия), электропроводности (кондуктометрия) и другими эффектами.

2. Аналитические реакции в качественном анализе

Не все химические реакции пригодны для качественного анализа. Аналитическими являются реакции, которые сопровождаются каким-либо внешним эффектом (аналитическим сигналом) – образование осадка, выделение газа, изменение окраски, появление линий в спектре и т.д.:



Для получения сигнала в аналитической химии используются химические реакции разных типов (кислотно-основные, окислительно-восстановительные, комплексообразования), разные процессы, например, осаждение, а также разнообразные химические, физические и даже биологические свойства самих веществ или продуктов их реакций. Поэтому аналитическая химия располагает различными методами для решения своих задач: химическими, физическими и биологическими.

В химических методах аналитический сигнал наблюдают визуально. В физических методах аналитический сигнал, как правило, получают и регистрируют с помощью специальной аппаратуры. Между химическими и физическими методами не всегда можно провести строгую границу. И в химических методах сигнал обычно регистрируют, используя физические свойства веществ, например желтую окраску пламени, возникающую при испускании квантов света возбужденными атомами натрия.

Аналитические реакции должны отвечать определенным требованиям:

- а) протекать быстро, практически мгновенно;
- б) сопровождаться аналитическим сигналом;
- в) быть практически необратимыми.

Существенными характеристиками аналитических реакций и методов анализа являются предел обнаружения, чувствительность и избирательность.

Предел обнаружения – минимальная концентрация или минимальное количество вещества, которое может быть обнаружено данным методом с какой-то допустимой погрешностью. Его обозначают $C_{min p}$, где p – доверительная вероятность. Для уверенного обнаружения доверительная вероятность должна быть близка к единице. На практике в основном пользуются пределом обнаружения не менее $p = 0,95$. Это наименьшее содержание обнаруживаемого вещества, при котором сигнал еще настолько интенсивен, что его можно считать надежным.

Предел обнаружения не является постоянной характеристикой химической реакции и в значительной степени зависит от условий протекания реакции: кислотности среды, концентрации реагентов, присутствия посторонних веществ, температуры, времени наблюдения и др. Обычно для обнаружения ионов применяют реакции с пределом обнаружения 0,1 мкг в 1 мл раствора.

Чувствительность определяется наименьшим количеством искомого вещества, которое может быть обнаружено в капле раствора характеризует изменение

сигнала при изменении концентрации или количества и выражается коэффициентом чувствительности (угол наклона градуировочного графика при линейной зависимости аналитического сигнала от концентрации определяемого вещества).

Согласно рекомендации ИЮПАК различают специфические и избирательные (селективные) методы, реакции и реагенты. Специфическими называются те методы, реакции и реагенты, с помощью которых в данных условиях можно обнаружить только одно вещество; избирательными – методы, реакции и реагенты, позволяющие обнаружить небольшое число веществ. Специфическими реагентами являются, например, крахмал для обнаружения I_2 ; реактив Несслера и NaOH (KOH) для обнаружения NH_4^+ . К избирательным относятся групповые реагенты, используемые в анализе смеси ионов. Например, $(NH_4)_2CO_3$ для осаждения ионов Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} .

3. Химические методы обнаружения ионов или веществ

Качественный анализ, осуществляемый химическими методами, основан на реакциях, различающихся по количеству вещества, технике и методике выполнения и способу наблюдения.

По количеству вещества или смеси веществ (пробы), используемых для анализа, различают макро-, полумикро-, микро-, субмикро- и ультрамикроанализ. В таблице 2.1. приведены диапазоны массы и объема растворов пробы, рекомендуемые ИЮПАК.

Таблица 2.1. Масштабы аналитического эксперимента.

Вид анализа	Масса пробы, г	Объем раствора, мл
Макроанализ	> 0,1	$10 - 10^3$
Полумикроанализ	0,01 – 0,1	$10^{-1} - 10$
Микроанализ	< 0,01	$10^{-2} - 1$

Субмикроданализ	$10^{-4} - 10^{-3}$	$< 10^{-2}$
Ультрамикроданализ	$< 10^{-4}$	$< 10^{-3}$

Размер пробы определяет характер операций и технику проведения анализа.

Реакции можно выполнять «мокрым» и «сухим» путем. Чаще применяют анализ «мокрым» путем, при этом исследуемое вещество находится в растворе.

Реакции, выполняемые «мокрым» путем, проводят преимущественно в пробирках и результат реакции наблюдают визуально. Если реакцию проводят в гетерогенной системе из двух несмешивающихся жидкостей (экстракция), то используют делительные воронки или пробирки с притертыми пробками. Особенно часто используют реакции, сопровождающиеся образованием окрашенных соединений.

Для обнаружения ионов иногда используют реакции, в результате которых образуются соединения с характерной формой кристаллов. Такие реакции проводят на предметном стекле, а форму и цвет образующихся кристаллов рассматривают под микроскопом (микрористаллические реакции).

Для обнаружения веществ используют также капельный метод анализа. Методика выполнения капельных реакций заключается в нанесении капель испытуемого раствора и раствора реагента на поверхность пористых материалов (фильтровальная бумага), на непроницаемые среды (капельные пластинки), в микротигли, на часовые стекла, в пробирки для микроанализа.

Реакции «сухим» путем используют для анализа твердых веществ, но чаще для проведения предварительных испытаний. К таким реакциям относятся, например, реакции окрашивания пламени, образование окрашенных стекол (перлов) тетрабората натрия с солями некоторых металлов; метод растирания порошков и т.д.

Нагревание и выпаривание. Нагревать растворы в пробирках на открытом пламени горелки нельзя. Поэтому

пробирки с раствором нагревают в водяной бане, т.е. в сосуде, заполненном кипящей водой. Если необходимо нагреть большой объем раствора в стакане или колбе, нагревание ведут на плитке, поставив стакан или колбу на асбестовую сетку.

Выпаривание растворов проводят в фарфоровых чашках или тиглях. Рекомендуется выполнять эту операцию на песочных банях или электроплитках под тягой. Растворение сухого остатка следует проводить после охлаждения чашки или тигля, иначе произойдет разбрызгивание жидкости.

Осаждение. Для получения осадка к нескольким каплям исследуемого раствора прибавляют несколько капель реагента. После этого содержимое пробирки необходимо тщательно перемешать и, если нужно, нагреть в водяной бане.

Реакции осаждения применяют в двух случаях: обнаружение веществ или отделение одних веществ от других. В первом случае необязательно, чтобы реакция прошла полностью. Часто бывает достаточно одной капли реагента, чтобы судить о присутствии или отсутствии того или иного вещества. Во втором случае, наоборот, необходимо, чтобы проводимая реакция дошла до конца. Для проверки полноты осаждения после центрифугирования выделившегося осадка к прозрачному раствору прибавляют каплю реагента. Если раствор остается прозрачным, то осаждение полное. В противном случае операцию осаждения повторяют.

Отделение осадка от раствора. Осадок от раствора чаще всего отделяют центрифугированием с помощью электрических центрифуг. Для отделения осадка от больших количеств жидкости прибегают к фильтрованию.

При работе с центрифугой необходимо соблюдать следующие правила. Для центрифугирования используют конические пробирки, по возможности одинаковые по размеру и форме. Жидкость в пробирку наливают так, чтобы уровень её был на 6–8 мм ниже края во избежание попадания жидкости в гильзу центрифуги. Для сохранения баланса

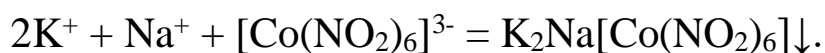
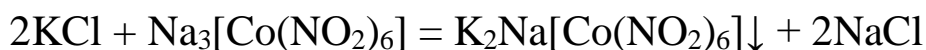
каждая пробирка, содержащая пробу, должна быть уравновешена другой пробиркой, содержащей приблизительно равный объём воды. Предохранительную крышку центрифуги нельзя поднимать до её полной остановки! При центрифугировании осадки собираются в коническом конце пробирки. Прозрачный раствор сливают с осадка или отбирают пипеткой.

Промывание осадка. Осадок после отделения раствора пропитан им и содержит имевшиеся в растворе компоненты. Для достижения полного разделения осадок необходимо промыть. Обычно применяют дистиллированную воду, иногда, по рекомендации, горячую. Для промывания осадка в пробирку добавляют 10 – 15 капель промывной жидкости, тщательно перемешивают смесь стеклянной палочкой, помещают пробирку в водяную баню. После нагревания в течение 1 мин. Полученную смесь центрифугируют, центрифугат отделяют от осадка. Достаточно промыть осадок 2 – 3 раза.

Глава 3. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ КАТИОНОВ

Реакции катиона калия

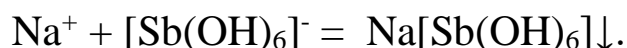
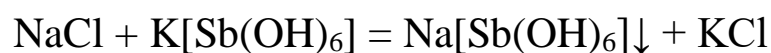
1. Гексанитрокобальтат (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ в нейтральном или уксуснокислом растворе даёт с ионом K^+ жёлтый кристаллический осадок двойной соли калия и натрия:



2. Окрашивание пламени. Соли калия и их растворы окрашивают бесцветное пламя горелки в бледно-фиолетовый цвет.

Реакции катиона натрия

1. Гексагидроксостибиат (V) калия $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ с солями натрия даёт белый мелкокристаллический осадок:



Условия выполнения реакции:

а) нейтральная среда, т.к. в кислой среде реагент разлагается с образованием аморфного белого осадка метасурьмяной кислоты HSbO_3 . В щелочной среде осадок $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ растворяется с образованием средней соли Na_3SbO_4 ;

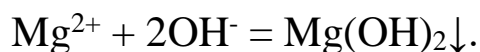
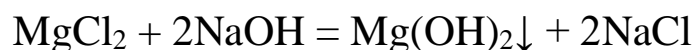
б) высокая концентрация ионов Na^+ , т.к. реакция является малочувствительной;

в) холод, т.к. растворимость осадка уменьшается с понижением температуры;

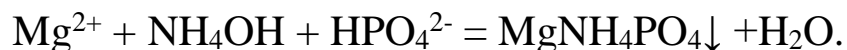
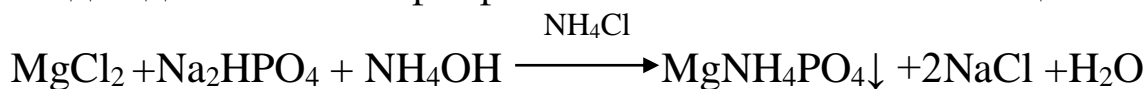
2. Окрашивание пламени. Соединения натрия окрашивают бесцветное пламя горелки в интенсивный жёлтый цвет.

Реакции катиона магния

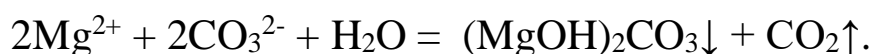
1. Едкие щёлочи NaOH , KOH и др. образуют с растворимыми солями магния студенистый осадок белого цвета, растворимый в кислотах:



2. Гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 в присутствии NH_4OH и NH_4Cl образует с ионом Mg^{2+} кристаллический осадок двойной соли фосфата магния–аммония белого цвета:

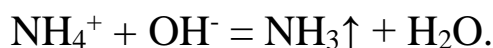
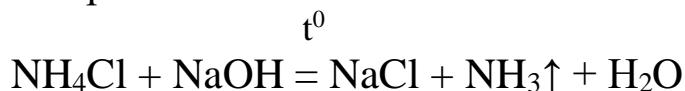


3. Растворимые карбонаты Na_2CO_3 и K_2CO_3 образуют с ионами магния белый аморфный осадок основной соли:



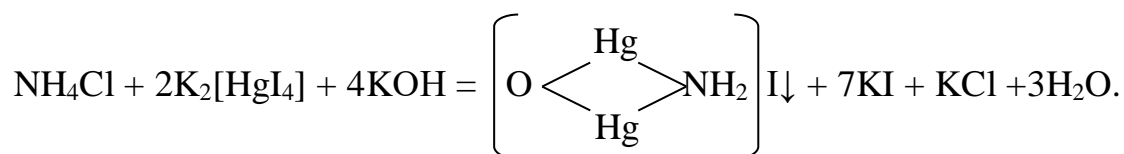
Реакции катиона аммония

1. Едкие щёлочи NaOH, KOH и др. вытесняют из солей аммония при нагревании аммиак:



Аммиак определяют по запаху или по изменению цвета влажной лакмусовой бумажки.

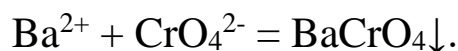
2. Реактив Несслера (смесь растворов $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ и KOH) образует с растворами солей NH_4^+ красно-бурый осадок:



При очень малых количествах солей аммония («следах») вместо красно-бурого осадка появляется оранжево-желтое окрашивание. Реакция очень чувствительна!

Реакции катиона бария

1. Хромат калия K_2CrO_4 образует с Ba^{2+} осадок светло-жёлтого цвета:



Хромат бария растворим в HCl и HNO₃ и нерастворим в CH₃COOH.

2. Окрашивание пламени. Летучие соли бария окрашивают бесцветное пламя горелки в жёлто-зелёный цвет.

Реакции катиона кальция

1. Окрашивание пламени. Летучие соли кальция окрашивают пламя горелки в кирпично-красный цвет.

2. Реакция с оксалатом аммония. Оксалат аммония применяют для обнаружения катиона кальция. Так как данный реагент даёт сходный осадок с ионами бария, то предварительно катионы бария осаждают из раствора хроматом калия.

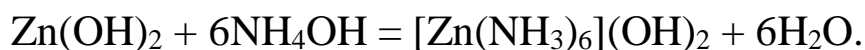
Реакции катиона цинка

Растворы солей Zn^{2+} бесцветны.

1. Сульфид аммония $(NH_4)_2S$ в нейтральных, слабощелочных и уксуснокислых растворах солей цинка образует белый аморфный осадок сульфида цинка ZnS . Осадок растворим в минеральных кислотах, но нерастворим в уксусной кислоте.

2. Едкие щелочи и гидроксид аммония дают с ионами Zn^{2+} белый аморфный осадок $Zn(OH)_2$, обладающий амфотерностью.

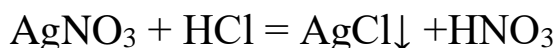
Гидроксид аммония тоже осаждает ионы Zn^{2+} в виде гидроксида цинка, но в избытке аммиака и в присутствии солей аммония образуются комплексы:



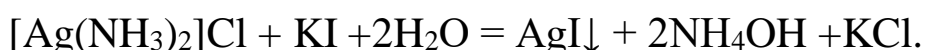
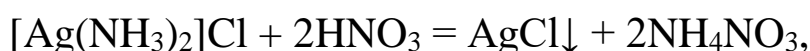
Реакции катиона серебра

1. Соляная кислота и её растворимые соли с Ag^+ образуют белый творожистый осадок хлорида серебра $AgCl$, растворимый в NH_4OH . При этом образуется комплексный ион $[Ag(NH_3)_2]^+$. При подкислении полученного аммиачного

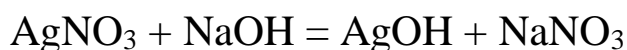
раствора хлорида серебра азотной кислотой или при добавлении раствора KI выпадают осадки: в первом случае – белый (AgCl), во втором – светло-желтый (AgI):



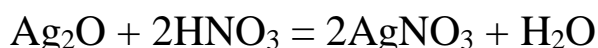
Взаимодействие хлорида диамминсеребра с HNO₃ и KI:



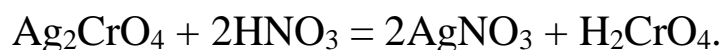
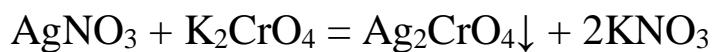
2. Щелочи KOH и NaOH выделяют из растворов солей серебра не гидроксид AgOH, который неустойчив, а бурый осадок оксида серебра Ag₂O:



Оксид серебра растворим в HNO₃ :

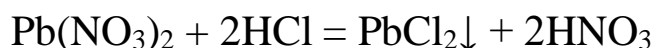


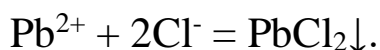
3. Хромат калия K₂CrO₄ образует с катионами серебра Ag⁺ кирпично-красный осадок хромата серебра Ag₂CrO₄, растворимый в HNO₃:



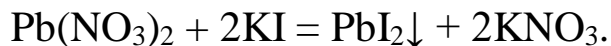
Реакции катиона свинца

1. Соляная кислота и её растворимые соли образуют с ионом Pb²⁺ белый осадок PbCl₂, растворимый в горячей воде:





2. Иодид калия KI образует с катионом Pb^{2+} желтый осадок PbI_2 , растворимый в горячей воде:



PbI_2 выпадает в виде блестящих золотистых кристаллов.

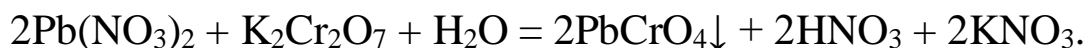
3. Щелочи и гидроксид аммония образуют с катионом Pb^{2+} белый осадок гидроксида $\text{Pb}(\text{OH})_2$. Обладая амфотерностью, он растворяется в кислотах (кроме HCl и H_2SO_4) и в избытке щелочей; в NH_4OH осадок $\text{Pb}(\text{OH})_2$ не растворяется.

Записывают соответствующие уравнения реакций.

4. Серная кислота и её растворимые соли с катионами Pb^{2+} образуют белый осадок PbSO_4 , нерастворимый в кислотах. PbSO_4 растворим при нагревании в растворах щелочей вследствие образования плюмбитов:



5. Хромат калия K_2CrO_4 образует с Pb^{2+} осадок желтого цвета, растворимый в едких щелочах. Хромат свинца получается также при взаимодействии иона Pb^{2+} с дихроматом калия:



PbCrO_4 трудно растворяется в HNO_3 , а в NH_4OH и CH_3COOH практически не растворяется.

Глава 4. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ АНИОНОВ

1. Классификация анионов

Общепринятой классификации анионов не существует. В настоящем пособии принято деление анионов на три аналитические группы по растворимости солей бария и серебра.

Обнаружение большинства анионов основано на применении тех же реакций, какие использовались для обнаружения катионов. Анализ смеси анионов имеет свои особенности. В отличие от катионов анионы обычно не мешают обнаружению друг друга. Поэтому многие из них обнаруживаются дробным методом в отдельных порциях исследуемого раствора.

Первая аналитическая группа анионов

К первой группе анионов относятся SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-} , VO_2^- или $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$, SO_3^{2-} и $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. С катионом Ba^{2+} они образуют соли, малорастворимые в воде, но легко растворяющиеся в разбавленных минеральных кислотах (за исключением BaSO_4). Поэтому групповой реагент BaCl_2 осаждает анионы 1 группы только в нейтральной (или слабощелочной) среде. Соли серебра анионов 1 группы растворяются в разбавленной азотной кислоте.

Вторая аналитическая группа анионов

Объединяет Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} . Реагентом на 2 группу анионов является нитрат серебра AgNO_3 в присутствии разбавленной азотной кислоты. Бариевые соли этих анионов растворимы в воде.

Третья аналитическая группа анионов

К этой группе относят NO_3^- , NO_2^- . Соли этих анионов хорошо растворимы в воде. Поэтому, группового реагента на анионы 3 группы нет.

2. Качественные реакции некоторых анионов

Реакции сульфат-аниона

1. Хлорид бария, а также $Ba(NO_3)_2$ с SO_4^{2-} образуют белый кристаллический осадок сульфата бария, который нерастворим в воде, кислотах и щелочах.

Запишите уравнение реакции.

2. Нитрат или ацетат свинца $Pb(NO_3)_2$ или $(CH_3COO)_2Pb$ образуют белый кристаллический осадок сульфата свинца, который растворяется в концентрированном растворе щелочи, но не растворяется в HNO_3 :

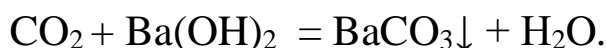


Реакции карбонат-аниона

1. Ионы Ba^{2+} образуют с ионами CO_3^{2-} осадок карбоната бария, который растворяется в кислотах.

. Запишите уравнения реакций.

2. CH_3COOH и минеральные кислоты вытесняют из карбонатов углекислый газ, который можно обнаружить, пропуская его в раствор $Ca(OH)_2$ или $Ba(OH)_2$, где образуется белый осадок карбонатов кальция и бария:

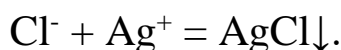


3. Нитрат серебра $AgNO_3$ с CO_3^{2-} образует осадок карбоната серебра Ag_2CO_3 , растворимый в HNO_3 и NH_4OH .

Запишите уравнения реакций.

Реакции хлорид-аниона

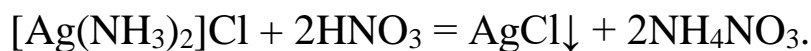
1. Нитрат серебра $AgNO_3$ образует с Cl^- белый творожистый осадок:



$AgCl$ растворяется в NH_4OH по уравнению:



При добавлении к аммиачному раствору азотной кислоты комплекс разрушается:

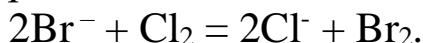


Реакции бромид-аниона

1. Нитрат серебра с Br^- образует бледно-жёлтый осадок, который не растворяется в HNO_3 , но частично растворяется в NH_4OH с образованием комплексных ионов:



2. Хлорная вода ($\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$) окисляет бромид-ион до молекулярного брома, который окрашивает жидкость в оранжевый или жёлто-красный цвет, в зависимости от концентрации бромид-ионов. Выделенный бром извлекают органическими растворителями:

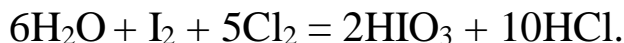


Реакции иодид-аниона

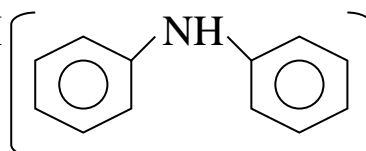
1. Нитрат серебра AgNO_3 с I^- образуют жёлтый творожистый осадок, нерастворимый в HNO_3 , NH_4OH .

2. Хлорная вода окисляет иодид-ионы до молекулярного иода, который извлекается органическими растворителями, окрашивающимися иодом в малиновый или темно-бурый цвет.

В избытке хлорной воды выделившийся иод окисляется хлором до иодноватой кислоты и малиновой окраски не образуется:



Реакции нитрат-аниона

1. Дифениламин $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ растворённый в 

концентрированной серной кислоте, окисляется ионами NO_3^- до продукта, имеющего темно-синюю окраску, переходящую сначала в бурую, затем в жёлтую.

Такое же окрашивание с дифениламином дают нитрит-ионы NO_2^- .