Федеральное агентство по здравоохранению и социальному развитию Саратовский медицинский колледж Росздрава

Контрольная работа

Наименование специальности: Фармация

Учебная дисциплина: Аналитическая химия

Студент Кенжибекова Зульфия Уралбаевна

Проверил

2009 год

Реферат

Биологическая роль соединений, содержащих К+; Na+, их применение в фармации

Калий - один из важнейших биогенных элементов, постоянно присутствующий во всех клетках всех организмов. Ионы калия К+ участвуют в работе ионных каналов и регуляции проницаемости биологических мембран, в генерации и проведении нервного импульса, в регуляции деятельности сердца и других мышц, в различных процессах обмена веществ.

Содержание калия в тканях животных и человека регулируется стероидными гормонами надпочечников. В среднем организм человека (масса тела 70 кг) содержит около 140 г калия. Поэтому для нормальной жизнедеятельности с пищей в организм должно поступать 2-3 г калия в сутки. Богаты калием такие продукты, как изюм, курага, горох и другие.

Применение: металлический калий - материал для электродов в химических источниках тока. Сплав калия с другим щелочным металлом - натрием (Na) находит применение в качестве теплоносителя в ядерных реакторах.

В гораздо больших масштабах, чем металлический калий, находят применение его соединения.

Калий - важный компонент минерального питания растений (на это уходит около 90% добываемых солей калия), он необходим им в значительных количествах для нормального развития, поэтому широкое применение находят калийные удобрения: хлорид калия КСl, нитрат калия, или калийная селитра, KNO3, поташ K2CO3 и другие соли калия.

В качестве лекарственного средства находит применение иодид калия KI.

Раствор перманганата калия КMnO4 ("марганцовку") используют как антисептическое средство.

Азот является элементом, необходимым для существования животных и растений, он входит в состав белков (16-18% по массе), аминокислот, нуклеиновых кислот, нуклеопротеидов, хлорофилла, гемоглобина и др. В связи с этим значительное количество связанного азота содержится в живых организмах, "мёртвой органике" и дисперсном веществе морей и океанов. Это количество оценивается примерно в 1,9·1011 т. В результате процессов гниения и разложения азотсодержащей органики, при условии благоприятных факторов окружающей среды, могут образоваться природные залежи полезных ископаемых, содержащие азот, например, "чилийская селитра" (нитрат натрия с примесями других соединений), норвежская, индийская селитры.

Содержание

1. Теория растворимости

2. Классификация веществ по степени диссоциации

3. Взаимосвязь водородного и гидроксильного показателя

4. Механизм буферного действия (на примере аммиачного буфера)

5. Меркурометрия. Роданометрия

Список литературы

## 1. Теория растворимости

При растворении молекулы или ионы вещества распределяются более или менее равномерно между молекулами растворителя. Например, в кристаллическом хлориде натрия среднее расстояние между нонами натрия и хлора равно 2,8 А. В 1 М растворе растворитель разделяет ноны и поэтому ионы натрия и хлора удалены друг от друга на 10 А. На трудность разделения таких ионов указывают высокие температуры плавления (800°С) и кипения (1413°С) чистого хлорида натрия.

Работа, необходимая для разделения двух противоположно заряженных пластинок, при введении между ними вещества уменьшается на величину, которая называется диэлектрической проницаемостью среды.

Молекулы воды, находящиеся между двумя нонами (или заряженными пластинами конденсатора), представляют собой маленькие диполи, ориентированные друг к другу разноименными зарядами ("голова к хвосту") так, что они частично нейтрализуют ионные заряды и. таким образом, стабилизируют систему. Поэтому можно ожидать, что сольватирующая способность и диэлектрическая проницаемость будут изменяться параллельно.

В чистой воде молекулы ориентированы таким образом, что их положительные центры находятся рядом с отрицательными. Попытка растворения в воде такого неполярного вещества, как бензол, по существу, представляет собой попытку разделения противоположных зарядов в среде с низкой диэлектрической проницаемостью. Полярный растворитель должен легко растворять только полярные вещества, а неполярный растворитель - только неполярные вещества. Это соответствует правилу: "Подобное растворяется в подобном".

Предельная растворимость многих веществ в воде (или в других растворителях) представляет собой постоянную величину, соответствующую концентрации насыщенного раствора при данной температуре. Она является качественной характеристикой растворимости и приводится в справочниках в граммах на 100 г растворителя (при определённых условиях).

Растворимость зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры и давления.

Природа растворяемого вещества.

Кристаллические вещества подразделяются на:

P - хорошо растворимые (более 1,0 г на 100 г воды);

M - малорастворимые (0,1 г - 1,0 г на 100 г воды);

Н - нерастворимые (менее 0,1 г на 100 г воды).

Природа растворителя. При образовании раствора связи между частицами каждого из компонентов заменяются связями между частицами разных компонентов. Чтобы новые связи могли образоваться, компоненты раствора должны иметь однотипные связи, т.е. быть одной природы. Поэтому ионные вещества растворяются в полярных растворителях и плохо в неполярных, а молекулярные вещества - наоборот.

Влияние температуры. Если растворение вещества является экзотермическим процессом, то с повышением температуры его растворимость уменьшается (Например, Ca (OH) 2 в воде) и наоборот. Для большинства солей характерно увеличение растворимости при нагревании.

Практически все газы растворяются с выделением тепла. Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с понижением увеличивается.

Влияние давления. С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается, а с понижением уменьшается.

## 2. Классификация веществ по степени диссоциации

Исходя из степени диссоциации все электролиты делятся на две группы.

Сильные электролиты - электролиты, степень диссоциации которых в растворах равна единице (то есть диссоциируют полностью) и не зависит от концентрации раствора. Сюда относятся подавляющее большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты.

Слабые электролиты - степень диссоциации меньше единицы (то есть диссоциируют не полностью) и уменьшается с ростом концентрации. К ним относят воду, ряд кислот, основания p-, d-, и f-элементов.

Между этими двумя группами четкой границы нет, одно и то же вещество может в одном растворителе проявлять свойства сильного электролита, а в другом - слабого.

Составьте уравнения диссоциации веществ:

Ba (OH) 2= BaOH+ + OH-

BaOH = Ba2+ + OH -

NaH2PO4 = Na+ + H2PO4-

H2PO4 - = H+ + HPO42-

HPO42 - = H+ + PO43-

## 3. Взаимосвязь водородного и гидроксильного показателя

В чистой воде при 25 °C концентрации ионов водорода ([H+]) и гидроксид-ионов [OH-] одинаковы и составляют 10-7 моль/л, это напрямую следует из определения ионного произведения воды, которое равно [H+] · [OH-] и составляет 10−14 моль²/л² (при 25 °C).

Когда концентрации обоих видов ионов в растворе одинаковы, говорят, что раствор имеет нейтральную реакцию. При добавлении к воде кислоты концентрация ионов водорода увеличивается, а концентрация гидроксид-ионов соответственно уменьшается, при добавлении основания - наоборот, повышается содержание гидроксид-ионов, а концентрация ионов водорода падает. Когда [H+] > [OH-] говорят, что раствор является кислым, а при [OH-] > [H+] - щелочным.

Для удобства представления, чтобы избавиться от отрицательного показателя степени, вместо концентраций ионов водорода пользуются их десятичным логарифмом, взятым с обратным знаком, который собственно и является водородным показателем - pH):

pH = - lg [H+]

Несколько меньшее распространение получила обратная pH величина - показатель основности раствора, pOH, равная отрицательному десятичному логарифму концентрации в растворе ионов OH−:

pOH = - lg [OH-]

как в любом водном растворе при 22 °C [H +] [OH −] = 1,0×10 − 14, очевидно, что при этой температуре:

pOH = 14 – pH

Какая реакция среды при гидролизе соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием. Приведите пример, напишите уравнение гидролиза. В соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (FeCl2, NH4Cl, Al2 (SO4) 3, MgSO4) гидролизу подвергается катион:

FeCl2 + HOH =>Fe (OH) Cl + HCl,

Fe2+ + 2Cl - + H+ + OH - => FeOH+ + 2Cl - + Н+

В результате гидролиза образуется слабый электролит, ион H и другие ионы. рН раствора < 7 (раствор приобретает кислую реакцию).

## 4. Механизм буферного действия (на примере аммиачного буфера)

Механизм действия буферной системы рассмотрим на примере аммиачной буферной системы: NН4ОН (NН3 х Н2О) + NН4С1.

Гидроксид аммония - слабый электролит, в растворе частично диссоциирует на ионы:

NН4ОН <=> NН4+ + ОН-

При добавлении к раствору гидроксида аммония хлорида аммония, соль как сильный электролит практически полностью диссоциирует на ионы NН4С1 → NН4+ + С1- и подавляет диссоциацию основания, равновесие которого смещается в сторону обратной реакции. Поэтому С (NН4ОН) ≈ С (основания); а С (NН4+) ≈ С (соли).

Если в буферном растворе С (NН4ОН) = С (NН4С1), то рН = 14 - рКосн. = 14 + lg 1,8.10-5 = 9,25.

Способность буферных смесей поддерживать практически постоянное значение рН раствора основана на том, что входящие в них компоненты связывают ионы Н+ и ОН-, вводимые в раствор или образующиеся в результате реакции, протекающей в этом растворе. При добавлении к аммиачной буферной смеси сильной кислоты, ионы Н+ будут связываться молекулами аммиака или гидроксида аммония, а не увеличивать концентрацию ионов Н+ и уменьшать рН раствора.

При добавлении щелочи ионы ОН - будут связывать ионы NН4 +, образуя при этом малодиссоциированное соединение, а не увеличивать рН раствора.

Буферное действие прекращается, как только одна из составных частей буферного раствора (сопряженное основание или сопряженная кислота) полностью израсходуется.

Для количественной характеристики способности буферного раствора противостоять влиянию сильных кислот и оснований используется величина, называемая буферной емкостью. По мере увеличения концентрации буферного раствора возрастает его способность сопротивляться изменению рН при добавлении кислот или щелочей.

Свойство растворов сохранять значение рН в определенных пределах при добавлении небольших количеств кислоты или щелочи называется буферным действием. Растворы, обладающие буферным действием, называются буферными смесями.

Для случая титрования: щавелевая кислота и гидроксид калия, изобразите кривую титрования, укажите случай титрования, скачок титрования, точку эквивалентности, используемые индикаторы

Скачок титрования

Скачок титрования: pH = 4-10. Максимальная ошибка в% - меньше 0.4.

Индикаторы - тимолфталеин, фенолфталеин.

Восстановитель, какие элементы периодической системы элементов могут быть восстановителями и почему?

Восстановитель - это вещество, которое в ходе реакции отдает электроны, т.е. окисляется.

Восстановителями могут быть нейтральные атомы, отрицательно заряженные ионы неметаллов, положительно заряженные ионы металлов в низшей степени окисления, сложные ионы и молекулы, содержащие атомы в состоянии промежуточной степени окисления.

Нейтральные атомы. Типичными восстановителями являются атомы, на внешнем энергетическом уровне которых имеется от 1 до 3 электронов. К этой группе восстановителей относятся металлы, т.е. s-, d - и f-элементы. Восстановительные свойства проявляют и неметаллы, например водород и углерод. В химических реакциях они отдают электроны.

Сильными восстановителями являются атомы с малым потенциалом ионизации. К ним относятся атомы элементов двух первых главных подгрупп периодической системы элементов Д.И. Менделеева (щелочные и щелочноземельные металлы), а также Аl, Fe и др.

В главных подгруппах периодической системы восстановительная способность нейтральных атомов растет с увеличением радиуса атомов. Так, например, в ряду Li - Fr более слабым восстановителем будет Li, а сильным - Fr, который вообще является самым сильным восстановителем из всех элементов периодической системы.

Отрицательно заряженные ионы неметаллов. Отрицательно заряженные ионы образуются присоединением к нейтральному атому неметалла одного или несколько электронов:

Так, например, нейтральные атомы серы, йода, имеющие на внешних уровнях 6 и 7 электронов, могут присоединить соответственно 2 и 1 электрон и превратиться в отрицательно заряженные ионы.

Отрицательно заряженные ионы являются сильными восстановителями, так как они могут при соответствующих условиях отдавать не только слабо удерживаемые избыточные электроны, но и электроны со своего внешнего уровня. При этом, чем более активен неметалл как окислитель, тем слабее его восстановительная способность в состоянии отрицательного иона. И наоборот, чем менее активен неметалл как окислитель, тем активнее он в состоянии отрицательного иона как восстановитель.

Восстановительная способность отрицательно заряженных ионов при одинаковой величине заряда растет с увеличением радиуса атома. Поэтому, например, в группе галогенов ион йода обладает большей восстановительной способностью, чем ионы брома и хлора, a фтор - восстановительных свойств совсем не проявляет.

Положительно заряженные ионы металлов в низшей степени окисления. Ионы металлов в низшей степени окисления образуются из нейтральных атомов в результате отдачи только части электронов с внешней оболочки. Так, например, атомы олова, хрома, железа, меди и церия, вступая во взаимодействие с другими веществами, вначале могут отдать минимальное число электронов.

Ионы металлов в низшей степени окисления могут проявлять восстановительные свойства, если у них возможны состояния с более высокой степенью окисления.

В уравнении ОВР расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

K2Cr2O7 + 6FeSO4 + 7H2SO4 = K2SO4 + Cr2 (SO4) 3 + 3Fe2 (SO4) 3 + 7H2O

1 Cr2+6 +3е x 2 Cr2+3 окислитель

6 Fe +2 - 1е Fe+3 восстановитель

2KMnO4+ 5H2S + 3H2SO4 = K2SO4 + 2MnSO4 + 5S + 8H2O

2 Mn+7 + 5е Mn+2 окислитель

5 S-2 - 2е S0 восстановитель

## 5. Меркурометрия. Роданометрия

Для титриметрического определения галогенидов применяют меркурометрию - метод, основанный на образовании малорастворимых солей с ионами Hg (I).

Титрант-водный раствор Hg2 (NO3) 2. Конечную точку титрования устанавливают по исчезновению красной окраски при добавлении Fe (SCN) 3 или по образованию сине-фиолетового осадка с дифенилкарбазоном. Индикаторы рекомендуется вводить как можно ближе к концу титрования. Метод позволяет определять ионы Сl - в присут. восстановителей (S2-, SO2-3) и окислителей (МnО4-, Сr2О7-).

Меркурометрия дает возможность прямого определения анионов в кислой среде (0,2-5 М HNO3), в мутных и окрашенных растворах; однако токсичность солей Hg является серьезным недостатком методов.

Роданометрической титрование основано на осаждении ионов Ag+ тиоцианатами:

Ag+ + SCN - = AgSCN

Для определения необходим раствор NH4SCN (или KSCN). Определяют Ag+ прямым титрованием раствором тиоцианата.

Тиоцианатометрическое определение галогенов выполняют по так называемому методу Фольгарда: к жидкости, содержащей С1-, приливают избыток титрованного раствора нитрата серебра. Затем остаток AgNO3 обратно оттитровывают раствором тиоцианата и вычисляют результат.

Индикатор метода Фольгарда - насыщенный раствор NH4Fe (SO4) 2 - 12H2O. Пока в титруемой жидкости имеются ионы Ag+, прибавляемые анионы SCN - связываются с выделением осадка AgSCN, но не взаимодействуют с ионами Fe3+. Однако после точки эквивалентности малейший избыток NH4SCN (или KSCN) вызывает образование кроваво-красных ионов [Fe (SCN)] 2+ и [Fe (SCN) 2] +. Благодаря этому удается определить эквивалентную точку.

Присутствие кислот не мешает титрованию по методу Фольгарда и даже способствует получению более точных результатов, так как кислая среда подавляет гидролиз соли железа. Метод позволяет определять ион С1 - не только в щелочах, но и в кислотах. Определению не мешает присутствие Ва2+, Рb2+, Bi3+ и некоторых других ионов. Однако если в анализируемом растворе имеются окислители или соли ртути, то применение метода Фольгарда становится невозможным: окислители разрушают ион SCN-, а катион ртути осаждает его.

Щелочной исследуемый раствор нейтрализуют перед титрованием азотной кислотой, иначе ионы Fe3+, входящие в состав индикатора, дадут осадок гидроксида железа (III).

Напишите реакцию, диссоциацию комплекса, выражение к нестойкости.

H2S + 2 [Ag (NH3) 2] Cl = Ag2S + 2NH4Cl + 2NH3

[Ag (NH3) 2] Cl = [Ag (NH3) 2] + + Cl-

[Ag (NH3) 2] + = Ag+ + 2NH3

Kнест. = [Ag+] [NH3] 2/[[Ag (NH3) 2] +]

Какие частицы могут быть лигандами? Приведите примеры.

Лиганды - некоторое число противоположно заряженных атомов или электронейтральных частиц вокруг комплексообразователя.

Лигандами могут быть:

ионы галогенов, CN-, SCN-, NO2-, OH-, SO42-, CO32 - и др.;

нейтральные молекулы: H2O, NH3, N2H4, C2H5N и др.

Ответ на тестовые задания.

1 - В 49 - В

10 - В 57 - А

20 - Б 59 - Б, Г

28 - Б 69 - Б

38 - В 77 - В

Решение задач.

Какие массы сульфата натрия и воды необходимо взять для приготовления 3 кг раствора с массовой долей 20%. Как приготовить данный раствор?

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:  | Решение:  |
| M раствора = 3000 гω = 20%Найти:mводы - ?mNa2SO4 - ? | ω = mвещества /mраствора x 100%1) Находим массу натрия сульфата:m = ω x mраствора /100m = 20 х 3000/100 = 600 г (натрия сульфата)2) Находим массу растворителя (воды):m = mраствора - mвеществаm воды = 3000- 600 = 2400г (воды)3) Переведем массу растворителя в объем:Так как плотность воды = 1г/мл, значитρ = m/V, V = m/ ρV = 2400/1 = 2400 мл (воды)Ответ:Чтобы приготовить раствор по вышеуказанному условию необходимо:взвесить на аналитических весах 300 г натрия сульфата;количественно верно (или без потерь) перенести в колбу нужного объема;добавить в колбу отмеренный цилиндром 2400 мл воды;все перемешать. |

Как приготовить 50 г 0,5% раствора KMnO4 разбавлением 1,55%, плотностью 1,02 г/мл?

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:  | Решение:  |
| mраствора = 50 гω = 0,5%ω1 = 1,55%ρ1 = 1,02г/млНайти:mводы - ?mMgSO4 - ? | ω = mвещества /mраствора x 100%1) Находим массу растворенного вещества:m = ω x mраствора /100m = 0,5 x 50/100 = 0,25г (калия перманганата)2) Находим объем 1,55% раствора, необходимого для получения 0,5% раствора:ω = mвещества x 100/Vраствора x ρV = m x 100/ ω x ρV = 0,25 х 100/1,55 х 1,02 = 15,8 мл3) Переводим в граммы:ρ = m/V, m = V x ρm = 15,8 х 1,02 = 16,1 г4) Находим массу воды:m = mраствора - mвеществаm = 50 - 16,1 = 33,9 г (воды)5) Переведем массу растворителя в объем:Так как плотность воды = 1г/мл, значитρ = m/V, V = m/ ρV = 33,9/1 = 33,9 мл (воды)Ответ:Чтобы приготовить раствор по вышеуказанному условию необходимо:отмерить 15,8 мл 1,55% раствора калия перманганата;количественно верно (или без потерь) перенести в колбу нужного объема;добавить в колбу отмеренный цилиндром 33,9 мл воды;все перемешать. |

Как приготовить 250 мл 0,03 N раствора NaNO2 разбавлением 2 N раствора.

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:  | Решение:  |
| V = 250 млСm = 0,03NCn = 2NНайти:mводы - ?m NaNO2 - ? | 1) Находим объем 2 N раствора для приготовления 0,03N раствора:V1/V2 = N2/N1250/x = 2/0,03X = 250 x 0,03/2 = 3,75 мл2) Находим объем воды для разбавления:250 мл - 3,75 мл = 246,25 млОтвет: Чтобы приготовить раствор по вышеуказанному условию необходимо:отмерить 3,75 мл 2 N раствора натрия нитрита;количественно верно (или без потерь) перенести в колбу нужного объема;добавить в колбу отмеренный цилиндром 246,25 мл воды;все перемешать. |

Рассчитайте pOH раствора, если -lg [H] = 8 x 10-4.

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:  | Решение:  |
| -lg [H] = 8 x 10-4Найти:pOH - ? | pOH = 14 - pHpH = - lg [H+]pH = - lg 8 x 10-4 = 2,09pOH = 14 - 2,09 = 11,91Ответ: pOH раствора 11,91.  |

Как изменится pH ацетатного буфера, состоящего из 100 мл 0,01N раствора CH3COOH и 50 мл 0,01 N раствора CH3COONa, если:

1) к нему прилили 25 мл 0,01 N NaOH;

2) разбавить буфер в 2 раза;

рК (CH3COOH) = 4,7

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:  | Решение:  |
| C (CH3COOH) = 0,01 NC (CH3COONa) = 0,01NpK (CH3COOH) = 4,7V (CH3COOH) = 100 млV (CH3COONa) = 50 млНайти:pH - ? | 1) Находим pH:К = [NH4+] [OH-] / [NH4OH]C (CH3COOH) = CкислотыC (CH3COONa) = С соли[H-] = K + [кислоты] / [соли]pH = 4,7 + lg 0,01/0,005 = 4,7 + lg 2 = 4,7 + 0,3 = 5если к данному раствору прилить 25 мл 0,01N NaOH:pH = 4,7 + lg 0,01/0,01 = 4,7если разбавить буфер в 2 раза, то:pH = 4,7 + lg 0,02/0,005 = 4,7 + lg 0,005 = 4,7 - 0,6 = 4,1Ответ: при прибавлении 25 мл,0, 01N раствора NaOH и разбавлении в 2 раза рН данного буфера уменьшиться. |

## Список литературы

1. В.Д. Пономарев "Аналитическая химия" - М.: Медицина, 1982.
2. К.А. Селезнев "Аналитическая химия" - М. Высшая школа. 1966.
3. А.П. Крешков, А.А. Ярославцев "Курс аналитической химии" - М. Химия. 1982.
4. Зубович И.А. Неорганическая химия: Учебник для технол. спец. вузов. - М.: Высшая школа, 1989.
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. - М.: Высшая школа, 1981.
6. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии - М.: Химия, 1996