

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ПРОМЫШЛЕННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ И ДИЗАЙНА»

ВЫСШАЯ ШКОЛА ТЕХНОЛОГИИ И ЭНЕРГЕТИКИ

И.Н. Дмитриевич

КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ В ВОПРОСАХ И ОТВЕТАХ

Учебное пособие

Санкт-Петербург
2016

УДК 543(075)

ББК 24.4 я 7

Д 535

ДМИТРЕВИЧ И.Н. Количественный анализ в вопросах и ответах: учебное пособие / ВШТЭ СПб ГУПТД. – СПб., 2016. – 52с.

В учебном пособии рассматриваются основные разделы курса «Количественный анализ». Пособие составлено в форме вопросов, которые могут быть заданы преподавателем при проверке и оценке уровня усвоения изучаемого материала. Здесь же представлены ответы на эти вопросы в том варианте, который, по мнению автора, наиболее точно и полно соответствует содержанию вопроса. Пособие предназначено для самостоятельной работы студентов Института технологии всех форм обучения, проходящих подготовку по направлениям: 18.03.01 «Химическая технология», 18.03.02 «Энерго и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии» и 29.03.03 «Технология полиграфического и упаковочного производства».

Рецензенты: канд. хим. наук, доцент кафедры физической коллоидной химии ВШТЭ СПб ГУПТД И.И.Осовская;

канд. хим. наук, доцент кафедры общей и неорганической химии ВШТЭ СПб ГУПТД Г.Ф.Пругло.

Рекомендовано к изданию Редакционно-издательским советом в качестве учебного пособия.

© Дмитриевич И.Н., 2016

© Высшая школа технологии и энергетики Санкт-Петербургского государственного университета промышленных технологий и дизайна, 2016

ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ, ПЕРЕСЧЕТ КОНЦЕНТРАЦИЙ, РАСЧЕТЫ В КОЛИЧЕСТВЕННОМ АНАЛИЗЕ

Вопросы

1. Что такое стандартный раствор?
2. Опишите способы приготовления стандартных растворов?
3. Какие требования предъявляются к раствору титранта?
4. Для чего используются установочные вещества в количественном анализе?
5. Какие требования предъявляются к установочным веществам?
6. Какие установочные вещества используются при определении концентрации кислот?
7. Какие установочные вещества используются при определении концентрации оснований?
8. Что такое точка эквивалентности?
9. Какой закон используется для проведения расчетов в титриметрическом анализе? Дайте его формулировку.
10. Когда при титровании соблюдается условие эквивалентности?
11. Что такое эквивалент?
12. Что показывает фактор эквивалентности в реакции нейтрализации?
13. От чего зависит величина фактора эквивалентности?
14. Чему равен фактор эквивалентности соды при титровании с фенол-фталейном?
15. Чему равен фактор эквивалентности соды при титровании с метиловым оранжевым?
16. Как рассчитывается молярная масса эквивалента?
17. От чего зависит молярная масса эквивалента?
18. Какова размерность молярной массы?
19. Какова размерность молярной массы эквивалента?
20. Дайте определение понятию «моль».
21. Какие способы выражения концентраций используются в титриметрическом анализе?
22. Что показывает молярная концентрация?
23. Что показывает молярная концентрация эквивалента?
Что показывает титр рабочего раствора?
24. Что такое условный титр рабочего раствора, или титр по определяемому веществу?
25. Что показывает процентная концентрация?

26. Какова размерность молярной концентрации и молярной концентрации эквивалента?
27. Какова размерность титра?
28. Как связана молярная концентрация эквивалента с молярной концентрацией?
29. Как связана молярная концентрация эквивалента с титром раствора?
30. Как связана молярная концентрация эквивалента с условным титром рабочего раствора?
31. Как связана молярная концентрация эквивалента с процентной концентрацией?
32. Что дает произведение молярной концентрации эквивалента раствора А на объем раствора А (дм³)?
33. Что дает частное от деления массы вещества А (г) на молярную массу эквивалента этого вещества?
34. Что получится, если титр раствора А умножить на его объем (см³) и разделить на молярную массу эквивалента вещества А?
35. Какими способами можно рассчитать количество эквивалентов?
36. Какие приемы титрования используются в титриметрическом анализе?
37. Как осуществляется прямое титрование?
38. Когда используется метод прямого титрования?
39. Как рассчитывается масса определяемого вещества в прямом методе титрования?
40. Когда используется метод косвенного титрования (титрование заместителя)?
41. Как рассчитывается масса определяемого вещества в методе косвенного титрования?
42. Что такое аликвотная доля?
43. Что такое фактор аликвотности?
44. Как осуществляется метод косвенного титрования?
45. Сколько стандартных растворов используется в методе косвенного титрования?
47. Когда используется метод обратного титрования (титрование по остатку)?
48. Как осуществляется метод обратного титрования?
49. Сколько стандартных растворов используется в методе обратного титрования?

Ответы

1. Стандартный раствор – это раствор, концентрация которого известна с

точностью до четырех значащих цифр (раствор с точно известной концентрацией).

2. Стандартные растворы можно приготовить тремя способами: по точной навеске установочного вещества; из фиксаналов или норма-доз; по приблизительной навеске с последующим установлением точной концентрации с помощью вспомогательного стандартного раствора.
3. Титрант должен взаимодействовать только с анализируемым веществом, его концентрация должна быть точно известна и постоянна.
4. Установочные вещества используются для приготовления растворов с точно известной концентрацией и для установления точной концентрации растворов, с которыми установочные вещества взаимодействуют.
5. Состав установочных веществ должен точно соответствовать их химической формуле. Они должны быть устойчивы в твердом виде и в растворе.
6. При определении концентрации кислот установочными веществами являются сода – Na_2CO_3 и бура – $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.
7. При определении концентрации оснований наиболее часто используют щавелевую ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) и янтарную кислоты ($\text{H}_2\text{C}_4\text{O}_4\text{H}_4$).
8. Точка эквивалентности – это такое состояние системы, при котором вещества прореагировали строго в эквивалентных количествах, и в растворе находятся только продукты реакции.
9. Все расчеты в титриметрическом анализе основаны на законе эквивалентности: в точке эквивалентности количество моль - эквивалентов анализируемого вещества равно количеству моль-эквивалентов стандартного раствора и количеству моль-эквивалентов продуктов реакции.
10. Условие эквивалентности соблюдается вблизи точки эквивалентности.
11. Эквивалент – некая реальная или условная частица, численно эквивалентная одному протону в данной реакции кислотно-основного взаимодействия или одному электрону в данной реакции окисления-восстановления.
12. Фактор эквивалентности показывает, какая доля реальной частицы

эквивалентна одному протону в данной реакции нейтрализации.

13. Фактор эквивалентности зависит от типа и глубины протекания химической реакции, в которой участвует данное вещество.
14. Фактор эквивалентности соды при титровании с фенолфталеином равен единице, так как в реакции будет участвовать только один протон.
15. Фактор эквивалентности соды при титровании с метиловым оранжевым равен $1/2$.
16. Молярная масса эквивалента находится как произведение фактора эквивалентности на молярную массу вещества.
17. Молярная масса эквивалента зависит от молярной массы вещества, от типа и глубины протекания химической реакции, в которой участвует данное вещество.
18. Размерность молярной массы – г/моль.
19. Размерность молярной массы эквивалента – г/моль_{экв}.
20. Моль – это такое количество вещества, которое содержит столько же структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода-12 ($6,02 \cdot 10^{23}$).
21. В титриметрическом анализе используются следующие способы выражения концентраций: молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр рабочего раствора, условный титр рабочего раствора, процентная концентрация.
22. Молярная концентрация показывает, сколько моль растворенного вещества содержится в 1 дм³ раствора.
23. Молярная концентрация эквивалента показывает, сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 1 дм³ раствора.
24. Титр рабочего раствора показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 см³ рабочего раствора.
25. Условный титр рабочего раствора, или титр по определяемому веществу, показывает, сколько граммов определяемого вещества взаимодействует с

1 см³ рабочего раствора.

26. Процентная концентрация показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора.

27. Размерность молярной концентрации – моль/дм³, молярной концентрации эквивалента – моль_{экв}/дм³.

28. Размерность титра – г /см³.

29. Молярная концентрация эквивалента связана с молярной концентрацией формулами:

$$C\left(\frac{1}{z}A\right) = C(A) \cdot z = \frac{C(A)}{f_{\text{экв}}(A)}.$$

30. Молярная концентрация эквивалента связана с титром рабочего раствора формулой:

$$C\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{T(A) \cdot 1000}{M_{\text{экв}}(A)}.$$

31. Молярная концентрация эквивалента связана с условным титром рабочего раствора формулой:

$$C\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{T(A/B) \cdot 1000}{M_{\text{экв}}(B)}.$$

32. Молярная концентрация эквивалента связана с процентной концентрацией формулой:

$$C\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{10 \cdot p \cdot C\%}{M_{\text{экв}}(A)}.$$

33. Произведение молярной концентрации эквивалента раствора А на объем раствора А (дм³) дает количество моль - эквивалентов вещества А.

34. Частное от деления массы вещества А (г) на молярную массу эквивалента вещества А дает количество эквивалентов вещества А.

35. При умножении титра раствора А на объем раствора А (см³) и делении на молярную массу эквивалента вещества А получается количество

эквивалентов вещества А.

36. Количество моль - эквивалентов вещества можно рассчитать следующими способами:

$$n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{m(A)}{M_{\text{ЭКВ}}(A)}; \quad n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{T(A) \cdot V(A)}{M_{\text{ЭКВ}}(A)}; \quad n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{T(A/B) \cdot V(A)}{M_{\text{ЭКВ}}(B)};$$
$$n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{C\left(\frac{1}{z}A\right) \cdot V(A)}{1000}; \quad n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{C(A) \cdot z \cdot V(A)}{1000}; \quad n\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{10 \cdot p \cdot C\% \cdot V(A)}{M_{\text{ЭКВ}}(A)}.$$

37. В титриметрическом методе анализа применяются методы прямого, косвенного и обратного титрования.
38. Метод прямого титрования – это способ титрования, когда анализируемое вещество непосредственно реагирует со стандартным раствором.
39. Метод прямого титрования используется, когда анализируемое вещество легко взаимодействует с титрантом в присутствии подходящего индикатора.
40. В методе прямого титрования масса определяемого вещества (мг) рассчитывается как произведение молярной концентрации эквивалента рабочего раствора, его объема (мл), пошедшего на титрование, молярной массы эквивалента определяемого вещества и фактора аликвотности.
41. Метод косвенного титрования или титрования заместителя используется, если скорость прямой реакции меньше скорости титрования или если вещества непосредственно не взаимодействуют между собой.
42. В методе косвенного титрования масса определяемого вещества рассчитывается также, как в методе прямого титрования.
43. Аликвотная доля – это часть раствора, отобранная для титрования.
44. Фактор аликвотности – это отношение объема колбы к объему пробы или пипетки.
45. В методе косвенного титрования анализируемое вещество

взаимодействует со вспомогательным веществом, после чего эквивалентное количество выделившегося продукта реакции оттитровывается стандартным раствором

46. В косвенном титровании используется один стандартный раствор.
47. Метод обратного титрования используется, когда вещества не взаимодействуют друг с другом или скорость реакции недостаточна.
48. Метод обратного титрования, или титрование по остатку осуществляется следующим образом: подбирается вспомогательный стандартный раствор, который взаимодействует как с анализируемым веществом, так и с титрантом; этот раствор добавляется в заведомом избытке, после чего избыток его титруется другим стандартным раствором.
49. В методе обратного титрования используются два стандартных раствора.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТИТРИМЕТРИЧЕСКОГО АНАЛИЗА

Вопросы

1. Что называется системой в химии?
2. Какие типы реакций используются в объемном методе анализа?
3. Какие требования предъявляются к реакциям в объемном методе анализа?
4. В чем сущность титриметрического метода анализа?
5. В чем преимущество титриметрического метода анализа по сравнению с гравиметрическим?
6. Какова точность титриметрического метода анализа?
7. Что такое раствор?
8. Что показывает степень диссоциации?
9. Как подразделяются электролиты в зависимости от их степени диссоциации?
10. От чего зависит степень диссоциации?
11. Как протекает диссоциация сильных и слабых электролитов?
12. Какие величины используются для характеристики диссоциации слабых электролитов?
13. Что такое химическое равновесие?

14. Как рассчитывается скорость реакции?
15. Чему равна скорость прямой реакции в уравнении: $a A + b B \rightarrow c C + d D$?
16. От каких факторов зависит скорость реакции?
17. Что такое константа скорости реакции?
18. Какое положение используется при выводе закона действующих масс?
19. Что устанавливает закон действующих масс?
20. Как связаны между собой степень и константа диссоциации?
21. Когда можно использовать концентрационную константу равновесия?
22. Когда нельзя использовать концентрационную константу равновесия?
23. В чем отличие концентрационной константы равновесия от термодинамической?
24. Что такое активность?
25. Почему активная концентрация ионов меньше их истинной концентрации?
26. Когда целесообразно использовать активность?
27. Что характеризует ионная сила раствора и как она рассчитывается?
28. От чего зависит ионная сила раствора?
29. Как активность связана с концентрацией?
30. Когда активность стремится к концентрации?
31. Что такое коэффициент активности?
32. Когда коэффициент активности стремится к единице?
33. От каких факторов зависит значение коэффициента активности?
34. Как рассчитать коэффициент активности?
35. К каким растворителям относится вода?
36. Чему равна константа диссоциации воды?
37. Чему равна константа ионного произведения воды?
38. Почему можно использовать константу ионного произведения воды вместо константы диссоциации воды?
39. Чему равно произведение концентраций ионов водорода и гидроксильных групп в любом водном растворе при нормальных условиях?
40. Что такое pH или водородный показатель?
41. Чему равна сумма pH и pOH в любом водном растворе?

Ответы

1. Системой в химии называется мысленно изолированная часть пространства, заполненная веществом или веществами, находящимися в химическом взаимодействии друг с другом.

2. В объемном методе используются четыре типа реакций: нейтрализации, осаждения, комплексообразования и окисления-восстановления.
3. К реакциям в объемном методе анализа предъявляются следующие требования: реакция должна быть практически необратима; протекать при нормальных условиях; скорость реакции должна быть соизмерима со скоростью титрования; концентрация титранта должна быть точно известна и постоянна; для каждой реакции должна существовать возможность фиксации момента ее окончания.
4. При проведении титриметрического анализа к исследуемому раствору, в который добавлен индикатор, постепенно приливается раствор с точно известной концентрацией (титрант), который реагирует с анализируемым веществом. Титрование заканчивается в момент завершения реакции, который фиксируется по изменению окраски индикатора. Количество определяемого вещества рассчитывается по результатам измерения объема титранта, затраченного на титрование.
5. Скорость проведения титриметрического анализа значительно выше гравиметрического.
6. Точность титриметрического метода анализа составляет $\pm 0,1\%$.
7. Раствор – гомогенная, многокомпонентная система переменного состава, состоящая как минимум из растворителя и растворенного вещества.
8. Степень диссоциации показывает, какую долю составляет число диссоциированных молекул от общего числа растворенных молекул.
9. В зависимости от степени диссоциации электролиты подразделяются на сильные ($\alpha > 30 \%$), средние ($3 \% < \alpha < 30 \%$) и слабые ($\alpha < 3 \%$).
10. Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации раствора.
11. Молекулы сильного электролита диссоциируют практически нацело, поэтому раствор сильного электролита состоит, в основном, из ионов. Слабый электролит диссоциирует частично, поэтому его раствор преимущественно состоит из неионизованных молекул.
12. Диссоциация слабых электролитов характеризуется степенью диссоциации

и константой диссоциации.

13. Химическое равновесие – это состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной.
14. Скорость реакции рассчитывается как произведение эмпирической константы на молярные концентрации веществ, участвующих в реакции, возведенные в степени, соответствующие стехиометрическим коэффициентам.
15. Скорость прямой реакции $aA + bB \rightarrow cC + dD$ рассчитывается по формуле:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b.$$

16. Скорость реакции зависит от концентраций веществ, участвующих в реакции, и температуры.
17. Константа скорости реакции – эмпирическая величина, равная скорости реакции при концентрации веществ, участвующих в реакции, 1 моль/дм³.
18. Закон действующих масс выводится, исходя из равенства скоростей прямой и обратной реакций.
19. Закон действующих масс устанавливает количественное соотношение между участниками реакции в состоянии химического равновесия.
20. Связь между степенью диссоциации и константой диссоциации выражается формулой:

$$K = C \cdot \alpha^2.$$

21. Концентрационную константу равновесия можно использовать только для идеальных (бесконечно разбавленных) растворов.
22. Концентрационную константу равновесия нельзя использовать при высокой концентрации раствора и при наличии в нем постороннего электролита.
23. При расчете термодинамической константы равновесия используются активности, а при расчете концентрационной константы – концентрации.

24. Активность – это концентрация ионов, которая соответствует реальным физико-химическим свойствам раствора электролита. Она, как правило, не соответствует истинной концентрации, поэтому называется кажущейся концентрацией.
25. В реальных растворах каждый ион окружен ионной атмосферой из частиц противоположного знака. Ионная атмосфера затрудняет движение иона и препятствует его химическому взаимодействию, вследствие этого концентрация ионов, которые реально проявляют себя в действии (активная концентрация), меньше их истинной концентрации.
26. Активность целесообразно использовать для расчета термодинамической характеристик реальных растворов сильных электролитов и слабых электролитов высокой концентрации, а также растворов, содержащих примеси посторонних электролитов.
27. Ионная сила раствора характеризует параметры ионной атмосферы, находящейся вокруг заряженной частицы. Ионная сила раствора рассчитывается как полусумма произведения концентраций всех ионов, находящихся в растворе, на квадрат заряда каждого иона.
28. Ионная сила раствора зависит от концентраций ионов, присутствующих в растворе, и от их заряда.
29. Активность равна произведению концентрации на коэффициент активности.
30. Активность стремится к концентрации, когда коэффициент активности стремится к единице, это происходит при разбавлении раствора.
31. Отношение активности к концентрации называется коэффициентом активности.
32. Коэффициент активности стремится к единице в разбавленных растворах (при концентрациях растворов сильного электролита равной или меньше $0,0001 \text{ моль/дм}^3$).
33. Коэффициент активности зависит от заряда иона и ионной силы раствора.
34. Коэффициент активности (f_a) для ионной силы $\mu \geq 0,1$ рассчитывается по

формуле:

$$I g f_a = - 0,5 \cdot Z_i^2 \cdot \frac{\sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}, \quad \text{где } Z_i - \text{заряд } i \text{ иона}$$

- 35. Вода относится к амфипротным растворителям, т. е. к растворителям, способным как присоединять, так и отдавать протон.
- 36. Константа диссоциации воды равна $1,8 \cdot 10^{-16}$ моль/дм³.
- 37. Константа ионного произведения воды (K_w) равна $1 \cdot 10^{-14}$ моль/дм³.
- 38. Константу ионного произведения воды можно использовать вместо константы диссоциации, так как степень диссоциации воды очень мала и концентрацию недиссоциированных молекул воды можно считать постоянной величиной.
- 39. В любом водном растворе при нормальных условиях произведение концентраций ионов водорода и гидроксильных групп равно $1 \cdot 10^{-14}$ моль²/дм⁶.
- 40. Величина pH или водородный показатель – это отрицательный десятичный логарифм от молярной концентрации ионов водорода.
- 41. В любом водном растворе сумма pH и pOH равна 14.

РЕАКЦИИ КИСЛОТНО–ОСНОВНОГО ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

Вопросы

- 1. Какие вещества называются кислотами?
- 2. Какие вещества называются основаниями?
- 3. Как подразделяются кислоты и основания по способности к диссоциации?
- 4. Какие кислоты относятся к сильным?
- 5. Какие основания относятся к сильным?
- 6. Какой величиной характеризуется равновесие в кислотно-основном взаимодействии?
- 7. Как рассчитать равновесие в растворе сильной кислоты?

8. Как рассчитать равновесие в растворе сильного основания?
9. Как рассчитать равновесие в растворе слабой кислоты?
10. Как рассчитать равновесие в растворе слабого основания?
11. Как рассчитывается равновесие в растворах слабых многоосновных кислот и слабых многокислотных оснований?
12. Как изменяется степень диссоциации слабой кислоты при добавлении к ней раствора сильной кислоты?
13. Как изменяется степень диссоциации слабой кислоты при добавлении к ней раствора соли, образованной этой же кислотой и сильным основанием?
14. Что такое буферный раствор?
15. Для чего используются буферные растворы?
16. Из чего состоит кислый буферный раствор?
17. Из чего состоит основной буферный раствор?
18. Объясните действие буферного раствора.
19. Какая величина используется для характеристики буферных растворов?
20. Что такое буферная емкость?
21. Как рассчитать буферную емкость кислого буферного раствора?
22. Как рассчитать буферную емкость основного буферного раствора?
23. Как рассчитывается равновесие в кислых буферных растворах?
24. Как рассчитывается равновесие в основных буферных растворах?
25. От чего зависит величина pH буферного раствора?
26. Зависит ли величина pH буферного раствора от разбавления?
27. Почему при выводе формулы для расчета равновесия кислого буферного раствора считается, что $[HAn] = C_{\text{кис}}$?
28. Почему при выводе формулы для расчета равновесия кислого буферного раствора считается, что $[An^-] = C_{\text{соли}}$?
29. Что такое гидролиз?
30. Какие соли подвергаются гидролизу?
31. Какой величиной характеризуется гидролиз?
32. От каких факторов зависит степень гидролиза?
33. Как рассчитать степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием?
34. Как рассчитать степень гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой?
35. Как рассчитать степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием?
36. Зависит ли степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, от концентрации?
37. Как можно усилить гидролиз?
38. Как можно подавить гидролиз?

39. Какова реакция среды раствора соли, образованной слабой кислотой с сильным основанием?
40. Какова реакция среды раствора соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой?
41. От чего зависит величина pH раствора соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием?
42. Как рассчитать равновесие в растворе соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием?
43. Как рассчитать равновесие в растворе соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием?
44. Какие требования предъявляются к индикаторам?
45. Какие факторы влияют на показания индикаторов?
46. Дайте определение индикатора по теории Оствальда.
47. Как теория Оствальда объясняет изменение окраски индикатора при изменении величины pH?
48. Что называется показателем титрования индикатора (pT)?
49. Что такое интервал перехода окраски индикатора?
50. Почему не всегда реальное значение интервала перехода окраски индикатора соответствует его расчетному значению?
51. Почему интервал перехода окраски индикатора оценивается как $pH \pm 1$?
52. Объясните изменение окраски индикатора при изменении pH раствора?
53. Какие группы называются хромофорными?
54. Какое влияние оказывают батохромные и ауксохромные группы на окраску индикаторов?
55. Для чего строят кривые титрования в объемном методе анализа?
56. Какую зависимость представляет собой кривая титрования в кислотно – основном титровании?
57. Как изменяется концентрация гидроксидных ионов и величина pOH при титровании основания кислотой?
58. Как изменяется концентрация протонов и величина pH при титровании кислоты основанием?
59. Что такое скачок титрования?
60. При какой степени оттитрованности наблюдается скачок титрования?
61. Какой состав имеет титруемый раствор в точке эквивалентности?
62. От чего зависит величина pH в точке эквивалентности при кислотно-основном титровании?
63. От чего зависит величина скачка титрования при титровании сильной кислоты сильным основанием?
64. Чему равна величина pH в точке эквивалентности при титровании сильной кислоты щелочью или наоборот?
65. От чего зависит величина скачка титрования при титровании слабых кислот или слабых оснований?

66. В какой области рН лежит точка эквивалентности при титровании слабой кислоты сильным основанием?
67. От чего зависит степень смещения точки эквивалентности в щелочную область при титровании слабой кислоты сильным основанием?
68. В какой области рН лежит точка эквивалентности при титровании слабого основания сильной кислотой?
69. От чего зависит степень смещения точки эквивалентности в кислую область на кривой титрования слабого основания сильной кислотой?
70. Какое значение константы диссоциации должно быть у слабой кислоты, чтобы ее можно было оттитровать щелочью с точностью $\pm 0,1 \%$?
71. Какое значение константы диссоциации должно быть у слабого основания, чтобы его можно было оттитровать сильной кислотой с точностью $\pm 0,1 \%$?
72. Как рассчитывается величина рН в первой точке эквивалентности при титровании слабой двухосновной кислоты?
73. При каком условии на кривой титрования слабой двухосновной кислоты щелочью будет наблюдаться два скачка?
74. Как рассчитать величину рН во второй точке эквивалентности при титровании слабой двухосновной кислоты?
75. Как выбирается индикатор по кривым титрования?
76. Как возникают индикаторные ошибки титрования?
77. Какие индикаторные ошибки могут возникнуть при титровании слабой кислоты сильным основанием?
78. Какие ошибки могут возникнуть при титровании слабого основания сильной кислотой?
79. Какой должна быть величина рТ индикаторов, используемых при титровании слабых кислот?
80. Какой должна быть величина рТ индикаторов, используемых при титровании слабых оснований?

Ответы

1. Кислотами называются вещества, которые при растворении в воде диссоциируют с образованием протонов. В протолитической теории кислотой называют вещество, которое способно отдавать протон.
2. Основаниями называют вещества, которые при растворении в воде диссоциируют с образованием гидроксильных групп. В протолитической теории основаниями называют вещества, способные присоединять протон.

3. Кислоты и основания подразделяются на сильные и слабые.
4. К сильным кислотам относятся хлороводородная, бромоводородная, йодоводородная, азотная, хлорная и серная кислоты.
5. К сильным основаниям относятся основания щелочных и щелочно-земельных металлов (кроме гидроксида магния).
6. Равновесие кислотно-основного взаимодействия характеризуется величиной рН.
7. Равновесие в растворе сильной кислоты рассчитывается по ее концентрации ($\text{pH} = \lg C_{\text{к}}$), так как в водных растворах сильная кислота диссоциирует полностью.
8. Равновесие в растворе сильного основания рассчитывается по его концентрации ($\text{pH} = 14 - \lg C_{\text{осн}}$), так в водных растворах сильное основание диссоциирует полностью.
9. Равновесие в растворе слабой кислоты рассчитывается по формуле:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{к}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{к}}$$

10. Равновесие в растворе слабого основания рассчитывается по формуле:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{к}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{осн}}.$$

11. Диссоциация слабых многоосновных кислот и слабых многокислотных оснований по второй и последующим ступеням ничтожно мала и значительно меньше диссоциации по первой ступени. Поэтому расчет равновесия в растворах этих соединений проводится только с учетом первой ступени диссоциации по формулам расчета рН для слабой кислоты или слабого основания.
12. При добавлении к раствору слабой кислоты сильной кислоты степень диссоциации слабой кислоты понижается.
13. При добавлении к раствору слабой кислоты соли, образованной этой кислоты и сильным основанием, степень диссоциации слабой кислоты понижается.

14. Буферный раствор – это раствор, состоящий из слабой кислоты и соли этой кислоты с сильным основанием или из слабого основания и соли этого основания с сильной кислотой.
15. Буферные растворы используются для поддержания постоянного значения рН при добавлении к нему небольших количеств сильных кислот или оснований.
16. Кислый буферный раствор состоит из слабой кислоты и соли, образованной этой кислотой и сильным основанием.
17. Основной буферный раствор состоит из слабого основания и соли, образованной этим основанием и сильной кислотой.
18. Равновесная концентрация протонов в кислом буферном растворе остается практически постоянной, так как при введении в него небольших количеств сильной кислоты она будет реагировать с анионом, давая эквивалентное количество слабой кислоты, а при введении небольших количеств сильного основания, оно будет взаимодействовать с эквивалентным количеством слабой кислоты.
19. Буферные растворы характеризуются буферной емкостью.
20. Буферная емкость – это количество моль сильной кислоты или сильного основания, которое надо добавить к 1 дм³ буферного раствора, чтобы величина его рН изменилась на единицу.
21. Буферная емкость кислого буферного раствора рассчитывается по формуле:

$$\pi = \frac{C \cdot [H^+] \cdot K_K}{([H^+] + K_K)^2},$$

где C – суммарная концентрация кислоты и соли.

22. Буферная емкость основного буферного раствора рассчитывается по формуле:

$$\pi = \frac{C \cdot [OH^-] \cdot K_O}{([OH^-] + K_O)^2},$$

где C – суммарная концентрация основания и соли.

23. Равновесие в кислых буферных растворах рассчитывается, исходя из константы диссоциации кислоты, предполагая, что концентрация недиссоциированных молекул кислоты равна концентрации кислоты, а концентрация анионов равна концентрации соли:

$$pH = pK_k - \lg \frac{C_k}{C_{\text{сол}}}.$$

24. Равновесие в основных буферных растворах рассчитывается, исходя из константы диссоциации основания, предполагая, что концентрация недиссоциированных молекул основания равна концентрации основания, а концентрация катионов равна концентрации соли:

$$pH = 14 - pK_{\text{осн}} + \lg \frac{C_o}{C_{\text{сол}}}.$$

25. Величина pH буферного раствора зависит от константы диссоциации кислоты (основания) и от соотношения концентраций кислоты (основания) и соли, а также от температуры.
26. Величина pH буферного раствора не зависит от разбавления.
27. Считается, что $[HAn] = C_{\text{кис}}$, так как присутствие в кислом буферном растворе сильного электролита, каким является соль одноименной кислоты, уменьшает степень диссоциации слабой кислоты.
28. При выводе формулы для расчета равновесия кислого буферного раствора считается, что $[An^-] = C_{\text{соли}}$, так как присутствие аниона способствует уменьшению степени диссоциации слабой кислоты и вклад диссоциированных молекул кислоты в общую концентрацию аниона незначителен.
29. Гидролиз – это реакция взаимодействия соли с водой или реакция, обратная реакции нейтрализации.
30. Гидролизу подвергаются соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, слабым основанием и сильной кислотой, а также соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием.

31. Гидролиз характеризуется степенью гидролиза.

32. Степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой или слабым основанием, зависит от константы диссоциации слабой кислоты или основания, концентрации соли и температуры.

33. Степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, рассчитывается по формуле:

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_k \cdot C_{\text{соли}}}}.$$

34. Степень гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, рассчитывается по формуле:

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_o \cdot C_{\text{соли}}}}.$$

35. Степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, рассчитывается по формуле:

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_k \cdot K_o}}.$$

36. Степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, не зависит от концентрации соли.

37. Усилить гидролиз можно уменьшением концентрации соли, увеличением температуры и удалением продуктов гидролиза.

38. Подавить гидролиз можно увеличением концентрации соли, уменьшением температуры и добавлением продуктов гидролиза.

39. Раствор соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, имеет щелочную среду.

40. Раствор соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, имеет кислую среду.

41. Величина pH раствора соли, образованной слабой кислотой и слабым

основанием, зависит от констант диссоциации кислоты и основания, образующих соль.

42. Равновесие раствора соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, рассчитывается по формуле:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_\text{к} + \frac{1}{2} \text{Ig } C_\text{сол}.$$

43. Равновесие раствора соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, рассчитывается по формуле:

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{pK}_\text{о} - \frac{1}{2} \text{Ig } C_\text{сол}.$$

44. К индикаторам предъявляются следующие требования: изменение окраски индикатора должно быть обратимым и происходить в узком интервале pH; цвета окрашенных форм индикатора должны резко отличаться между собой.
45. На показания индикаторов влияют: температура, присутствие в растворе органических растворителей, белковых веществ и коллоидов.
46. Согласно теории Оствальда, индикаторы кислотно-основного титрования представляют собой слабые органические кислоты или основания, у которых недиссоциированные молекулы и ионы имеют различную окраску.
47. Согласно теории Оствальда, при изменении pH равновесие диссоциации молекул индикатора сдвигается в сторону образования либо ионной, либо неионизированной формы. Так как эти формы имеют различную окраску, то раствор приобретает цвет той формы, которая преобладает в растворе.
48. Показатель титрования индикатора – это величина pH, при которой заканчивается титрование с данным индикатором.
49. Окраска индикатора изменяется внутри определенного промежутка значений pH, который называется интервалом перехода индикатора.
50. Реальное значение интервала перехода окраски индикатора не всегда совпадает с расчетным значением, так как формула расчета интервала перехода не учитывает спектральной чувствительности глаза и интенсивности цвета окрашенных форм индикатора.

51. Интервал перехода окраски индикатора оценивается как $pK_{\text{инд}} \pm 1$, потому что человеческий глаз перестает замечать присутствие одной из окрашенных форм индикатора, если концентрация его в 10 раз меньше другой окрашенной формы.
52. Окраска индикатора меняется при изменении pH раствора за счет изменения структуры молекулы индикатора в результате таутомерных переходов.
53. Окраска органических соединений приписывается наличию в молекулах особых атомных групп, называемых хромофорами. К ним относят: нитрогруппу $O=N-$; азогруппу $-N=N-$ и хиноидную группу (бензольное кольцо с параллельными двойными связями).
54. Ауксохромы сами по себе не способны сообщать окраску соединению, но совместно с хромофорами они усиливают их действие, углубляя интенсивность окраски. Батохромы – это группы, способствующие уменьшению интенсивности окраски соединения.
55. Кривые титрования в объемном методе анализа строят для грамотного и правильного выбора индикатора.
56. Кривая титрования в кислотно-основном методе представляет собой зависимость изменения pH титруемой системы от объема прибавленного титранта.
57. При титровании основания кислотой концентрация гидроксидных ионов уменьшается, а величина pOH увеличивается.
58. При титровании кислоты основанием концентрация протонов уменьшается, а величина pH увеличивается.
59. Резкое изменение pH в области точки эквивалентности называется скачком титрования.
60. Скачок титрования наблюдается, когда степень оттитрованности анализируемого раствора составляет от 99,9 до 100,1 %.
61. В точке эквивалентности в растворе находятся продукты реакции, в методе кислотно-основного титрования это соль и вода.

62. В методе кислотно-основного титрования величина рН в точке эквивалентности зависит от гидролизующей способности образующейся соли и определяется природой реагирующих веществ.
63. Величина скачка при титровании сильной кислоты сильным основанием (или наоборот) зависит от концентрации кислоты и основания.
64. При титровании сильной кислоты щелочью (или наоборот) в результате реакции образуется соль, не подвергающаяся гидролизу, поэтому рН в точке эквивалентности совпадает с точкой нейтральности.
65. Величина скачка при титровании слабых кислот или слабых оснований зависит от величины их констант диссоциации и концентраций.
66. При титровании слабой кислоты сильным основанием точка эквивалентности находится в щелочной области рН, так как в результате гидролиза образовавшейся соли нарушается ионное равновесие воды, и в растворе образуется избыток гидроксидных ионов.
67. Степень смещения точки эквивалентности в щелочную область при титровании слабой кислоты сильным основанием зависит от константы диссоциации слабой кислоты.
68. При титровании слабого основания сильной кислотой точка эквивалентности находится в кислой области рН, так как в результате гидролиза образовавшейся соли в растворе появляется избыток протонов.
69. Степень смещения точки эквивалентности в кислую область на кривой титрования слабого основания сильной кислотой зависит от константы диссоциации слабого основания.
70. Чтобы слабую кислоту можно было оттитровать щелочью с точностью $\pm 0,1 \%$, ее константа диссоциации должна быть больше или равна $1 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³.
71. Чтобы слабое основание можно было оттитровать сильной кислотой с точностью $\pm 0,1 \%$, его константа диссоциации больше или равна $1 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³.
72. Величина рН в первой точке эквивалентности для слабой двухосновной кислоты рассчитывается как полусумма отрицательных логарифмов ступенчатых констант диссоциации данной кислоты:

$$pH = \frac{pK_1 + pK_2}{2}$$

73. На кривой титрования слабой двухосновной кислоты щелочью будет наблюдаться два скачка, если ступенчатые константы диссоциации кислоты отличаются не меньше, чем на четыре порядка.
74. Величина pH во второй точке эквивалентности при титровании слабой двухосновной кислоты рассчитывается по формуле гидролизующихся солей с учетом второй константы диссоциации кислоты.
75. Индикатор выбирается так, чтобы его интервал перехода окраски полностью или частично перекрывался скачком титрования.
76. Вследствие неполного совпадения pH в точке эквивалентности и показателя титрования выбранного индикатора (pT) после завершения реакции в растворе возникает некоторый избыток свободной кислоты или основания. Чтобы учесть погрешность, связанную с недотитрованностью или перетитрованностью анализируемого раствора, введено понятие индикаторной ошибки титрования.
77. При титровании слабой кислоты сильным основанием при выборе индикатора могут возникнуть либо кислотная, либо гидроксидная ошибки.
78. При титровании слабого основания сильной кислотой при выборе индикатора могут возникнуть либо щелочная, либо водородная ошибки.
79. При титровании слабых кислот можно использовать индикаторы, у которых $pT \geq pK_{\kappa} + 3$.
80. При титровании слабых оснований можно использовать индикаторы, у которых $pT \leq 11 - pK_o$.

РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ – ВОССТАНОВЛЕНИЯ

Вопросы

1. Какие вещества называются окислителями?
2. Какие вещества называются восстановителями?
3. Какие вещества проявляют только окислительные свойства?

4. Какие вещества проявляют только восстановительные свойства?
5. Что характерно для веществ с промежуточной степенью окисления?
6. Во что переходит окисленная форма вещества при протекании окислительно-восстановительной реакции?
7. Во что переходит восстановленная форма вещества при протекании окислительно-восстановительной реакции?
8. Какая реакция называется электрохимической?
9. Как проводится электрохимическая реакция?
10. По какой формуле рассчитывается ЭДС гальванического элемента?
11. Что такое “R” в уравнении ЭДС гальванического элемента?
12. Что такое “F” в уравнении ЭДС гальванического элемента?
13. Что такое “n” в уравнении гальванического элемента?
14. Можно ли измерить абсолютное значение электродного потенциала данной окислительно-восстановительной пары?
15. Какой электрод используется в качестве вспомогательного для измерения потенциала какой-либо окислительно-восстановительной пары?
16. Что собой представляет электродный потенциал какой-либо окислительно-восстановительной пары?
17. От чего зависит значение электродного потенциала?
18. При каких условиях проводится измерение стандартного окислительно-восстановительного потенциала?
19. Что характеризует окислительно-восстановительный потенциал пары?
20. Что такое формальный окислительно-восстановительный потенциал?
21. Как учитываются концентрации протонов и гидроксидных ионов, участвующих в полуреакции, при расчете электродного потенциала данной окислительно-восстановительной пары?
22. В каком фазовом состоянии должна находиться одна из форм окислительно-восстановительной пары, чтобы ее концентрация не учитывалась при расчете электродного потенциала?
23. Какая величина используется вместо концентрации для количественной характеристики газообразной формы окислительно-восстановительной пары при расчете электродного потенциала?
24. Как определить направление окислительно-восстановительной реакции?
25. Как рассчитывается значение константы равновесия окислительно-восстановительной реакции?
26. На что указывает большое значение константы равновесия окислительно-восстановительной реакции?
27. Какие методы определения точки эквивалентности используются в окислительно-восстановительном титровании?
28. Что собой представляют окислительно-восстановительные индикаторы?
29. Как рассчитывается интервал перехода окраски окислительно-восстановительных индикаторов?

30. От чего зависит интервал перехода окраски окислительно-восстановительного индикатора?
31. Что собой представляет кривая окислительно-восстановительного титрования?
32. С какой целью строится кривая окислительно-восстановительного титрования?
33. Как рассчитывается потенциал системы при построении кривой окислительно-восстановительного титрования?
34. При каком условии наступает равновесие в окислительно-восстановительной реакции?
35. Находится ли в растворе титрант до точки эквивалентности?
36. Находится ли в растворе определяемое вещество после точки эквивалентности?
37. Как рассчитать значение потенциала в точке эквивалентности?
38. Можно ли приготовить стандартный раствор перманганата калия по точной навеске?
39. Какие установочные вещества используются для определения точной концентрации перманганата калия?
40. Назовите установочное вещество, которое позволяет приготовить стандартный раствор перманганата калия с наибольшей точностью?
41. Напишите реакцию между оксалатом натрия и перманганатом калия?
42. Почему при определении концентрации перманганата калия с помощью щавелевой кислоты или оксалата натрия раствор необходимо нагревать?
43. Почему первые капли перманганата калия обесцвечиваются очень медленно, несмотря на нагревание раствора?
44. В какой среде проводится перманганатометрическое титрование?
45. При какой концентрации протонов значение электродного потенциала не зависит от присутствия их в растворе?
46. Почему перманганатометрическое титрование не проводят в нейтральной среде?
47. Можно ли проводить перманганатометрическое титрование в солянокислой среде?
48. В чем преимущество метода бихроматометрии перед перманганатометрией?
49. Какой недостаток имеет метод бихроматометрического титрования?
50. В чем достоинство метода йодометрии?
51. Назовите рабочий раствор, используемый в йодометрии?
52. Почему нельзя приготовить раствор тиосульфата натрия заданной концентрации по точной навеске препарата?
53. Как реагирует тиосульфат натрия с растворенным в воде кислородом?
54. Как реагирует тиосульфат натрия с растворенным в воде углекислым газом?

55. Назовите установочное вещество, используемое при определении концентрации тиосульфата натрия.
56. Какие реакции протекают при определении концентрации тиосульфата натрия?
57. Напишите реакцию взаимодействия йодида калия с растворенным в воде кислородом.
58. Что ускоряет реакцию взаимодействия йодида калия с растворенным в воде кислородом?
59. Можно ли проводить йодометрические определения в щелочной среде?
60. Можно ли проводить йодометрические определения при нагревании?
61. Почему при определении окислителей методом йодометрии нельзя начинать титрование сразу после добавления к исходному раствору йодида калия?
62. Почему при проведении йодометрических измерений необходимо добавлять избыток йодистого калия?
63. Какой индикатор применяется в йодометрическом титровании?
64. Почему крахмал добавляется в самом конце йодометрического титрования?
65. Почему нельзя проводить йодометрические определения при солнечном свете?

Ответы

1. Окислитель – это вещество, которое в процессе химической реакции принимает электроны, при этом его степень окисления уменьшается.
2. Восстановитель – это вещество, которое в процессе химической реакции отдает электроны, при этом его степень окисления увеличивается.
3. Только окислительные свойства проявляют вещества, у которых основной элемент находится в высшей степени окисления.
4. Только восстановительные свойства проявляют вещества, у которых основной элемент находится в низшей степени окисления.
5. Вещества с промежуточной степенью окисления в зависимости от условий анализа могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.
6. При протекании окислительно-восстановительной реакции окисленная

форма вещества переходит в свою восстановленную форму.

7. При протекании окислительно-восстановительной реакции восстановленная форма вещества переходит в свою окисленную форму.
8. Электрохимическая реакция – это реакция, в которой процессы окисления и восстановления пространственно разделены, а передача электронов осуществляется с помощью проводника первого рода.
9. Электрохимическая реакция проводится в электрохимической ячейке (гальваническом элементе).
10. Электродвижущая сила гальванического элемента для реакции $OX_1 + RED_2 = RED_1 + OX_2$ рассчитывается по уравнению Нернста:

$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln \frac{[OX_2] \cdot [RED_1]}{[OX_1] \cdot [RED_2]}$$

11. “R” в уравнении ЭДС гальванического элемента – это газовая постоянная, равная 8,314 Дж/ К·моль.
12. “F” в уравнении ЭДС гальванического элемента – это число Фарадея, равное 96 500 Кл /моль_{экв}.
13. “n” в уравнении ЭДС гальванического элемента – это общее число электронов, участвующих в окислительно-восстановительной реакции.
14. Абсолютное значение электродного потенциала данной окислительно-восстановительной пары измерить невозможно, так как гальванический элемент состоит из двух окислительно-восстановительных пар.
15. Для измерения потенциала какой-либо окислительно-восстановительной пары в качестве вспомогательного электрода используется стандартный водородный электрод, потенциал которого условно принят равным нулю.
16. Электродный потенциал какой-либо окислительно-восстановительной пары – это потенциал гальванического элемента, составленного из данной пары и стандартного водородного электрода.
17. Значение электродного потенциала зависит от соотношения концентраций (активностей) окисленной и восстановленной форм, от природы окислительно-восстановительной пары, от температуры, от концентраций

ионов водорода и гидроксида, участвующих в реакции.

18. Измерение стандартного окислительно-восстановительного потенциала проводится в стандартных условиях при равных активностях окисленной и восстановленной форм.
19. Окислительно-восстановительный потенциал – это мера окислительной способности данной окислительно-восстановительной пары.
20. Формальный окислительно-восстановительный потенциал – это ЭДС гальванического элемента, в котором концентрации компонентов окислительно-восстановительной системы равны единице.
21. При расчете электродного потенциала данной окислительно-восстановительной пары концентрации протонов и гидроксидных ионов возводятся в степени, соответствующие стехиометрическим коэффициентам полуреакции.
22. При расчете электродного потенциала не учитывается концентрация окисленной или восстановленной формы, находящейся в твердой фазе.
23. Если один из компонентов окислительно-восстановительной пары является газообразным веществом, то в выражение электродного потенциала входит значение парциального давления газа в степени, соответствующей стехиометрическому коэффициенту.
24. Направление окислительно-восстановительной реакции можно определить по разности значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов пар, участвующих в реакции.
25. Значение константы равновесия окислительно-восстановительной реакции можно рассчитать, исходя из значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов веществ, участвующих в реакции.
26. Большое значение константы окислительно-восстановительной реакции указывает на то, что реакция практически полностью сдвинута в сторону образования продуктов реакции.
27. Определение точки эквивалентности в окислительно-восстановительном титровании проводится по изменению собственной окраски титранта или с помощью специфических и окислительно-восстановительных индикаторов.

28. Окислительно-восстановительные индикаторы – это вещества, способные обратимо окисляться или восстанавливаться, причем их окисленная и восстановленная формы имеют различную окраску.
29. Интервал перехода окраски окислительно-восстановительного индикатора рассчитывается, исходя из стандартного потенциала данного индикатора по формуле: $\text{ИП} = E^{\circ}_{\text{инд}} \pm 0,059/n$.
30. Интервал перехода окраски окислительно-восстановительных индикаторов зависит от природы индикатора и величины рН раствора.
31. Кривая окислительно-восстановительного титрования представляет собой зависимость изменения потенциала титруемой системы от объема добавленного титранта.
32. Кривая окислительно-восстановительного титрования строится для правильного выбора окислительно-восстановительного индикатора.
33. При построении кривой окислительно-восстановительного титрования потенциал системы рассчитывается по потенциалу окислительно-восстановительной пары, которая находится в избытке.
34. В состоянии равновесия потенциалы веществ, участвующих в окислительно-восстановительной реакции, равны.
35. До точки эквивалентности титрант в растворе отсутствует.
36. После точки эквивалентности определяемое вещество в растворе практически отсутствует.
37. Значение потенциала в точке эквивалентности рассчитывается, исходя из стандартных потенциалов участников реакции (E_1° и E_2°), по формуле:

$$E = \frac{a E_1^{\circ} + b E_2^{\circ}}{a + b},$$

где a и b – количество электронов, участвующих в полуреакциях.

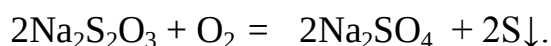
38. Стандартный раствор перманганата калия по точной навеске приготовить невозможно, так как препарат содержит примеси диоксида марганца, а в

дистиллированной воде растворено некоторое количество органических веществ, которые восстанавливают ионы перманганата до диоксида марганца.

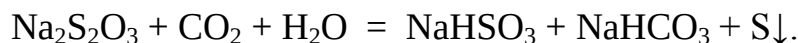
39. При определении концентрации раствора перманганата калия в качестве установочных веществ используются щавелевая кислота ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) и оксалат натрия ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$).
40. Чтобы гарантировать максимальную точность приготовления стандартного раствора перманганата калия необходимо в качестве установочного вещества использовать оксалат натрия, который не содержит кристаллизационной воды.
41. Уравнение реакции взаимодействия оксалата натрия и перманганата калия:
- $$5\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 10\text{CO}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}.$$
42. Реакцию взаимодействия оксалата натрия или щавелевой кислоты с перманганатом калия необходимо проводить при нагревании, чтобы повысить скорость реакции.
43. Первые капли раствора перманганата калия обесцвечиваются медленно несмотря на нагревание, так как на начальной стадии реакции в растворе отсутствуют ионы двухвалентного марганца, которые являются катализатором реакции.
44. Перманганатометрическое титрование проводится в сернокислой среде.
45. Значение электродного потенциала не зависит от присутствия в растворе протонов, если их концентрация равна 1 моль/дм³.
46. Перманганатометрическое титрование нельзя проводить в нейтральной среде, так как при pH=7 перманганат калия восстанавливается до малорастворимого диоксида марганца. Образование осадка затрудняет определение точки эквивалентности.
47. Перманганатометрическое титрование нельзя проводить в солянокислой среде, так как ион перманганата окисляет хлорид-ион до элементарного хлора.
48. Преимущество бихроматометрии перед перманганатометрией состоит в

том, что раствор бихромата калия можно приготовить по точной навеске и проводить титрование с ним в солянокислой среде.

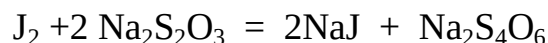
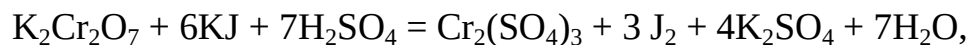
49. В отличие от перманганатометрии бихроматометрическое титрование необходимо проводить с окислительно-восстановительным индикатором.
50. Достоинством йодометрии является возможность применения этого метода для анализа как окислителей, так и восстановителей.
51. Рабочим раствором в йодометрии является раствор тиосульфата натрия.
52. Раствор тиосульфата натрия с заданной концентрацией нельзя приготовить по точной навеске, так как препарат содержит кристаллизационную воду и взаимодействует с растворенным в воде кислородом и углекислым газом.
53. Уравнение реакции тиосульфат натрия с растворенным в воде кислородом:



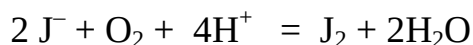
54. Уравнение реакции тиосульфат натрия с растворенным в воде углекислым газом:



55. Установочным веществом для определения точной концентрации тиосульфата натрия является бихромат калия.
56. При установлении точной концентрации тиосульфата натрия протекают следующие реакции:



57. Уравнение реакции йодида калия с растворенным в воде кислородом:



58. Реакция взаимодействия йодида калия с растворенным в воде кислородом ускоряется под действием квантов света, поэтому реакцию нельзя проводить при прямом солнечном свете.

59. Йодометрические определения нельзя проводить в щелочной среде, так как йод реагирует со щелочами по реакции: $\text{J}_2 + 2\text{OH}^- = \text{JO}^- + \text{J}^- + \text{H}_2\text{O}$. Образующийся гипойодид, как более сильный окислитель, окисляет тиосульфат до сульфата, что искажает ход основной реакции титрования.
60. Йодометрические определения нельзя проводить при нагревании, так как йод обладает заметной летучестью.
61. В йодометрии скорость реакции между окислителями и йодид-ионами недостаточна, поэтому титрование начинают не сразу после добавления йодида калия, а только по истечении времени, необходимого для завершения реакции.
62. При проведении йодометрических измерений добавляется избыток йодистого калия для повышения растворимости йода в воде за счет образования комплексного иона $[\text{J}_3]^-$.
63. Индикатором в йодометрическом титровании является раствор крахмала, который специфически реагирует с йодом с образованием окрашенного комплекса.
64. Крахмал добавляется в самом конце йодометрического титрования, чтобы исключить образование необратимых окрашенных комплексов между крахмалом и избытком йода.
65. Йодометрические определения нельзя проводить при солнечном свете, так как кванты света ускоряют окисление йодид-иона кислородом воздуха.

РЕАКЦИИ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЯ

Вопросы

1. Что такое комплексное соединение?
2. Из чего состоит комплексное соединение?
3. Чем характеризуется ион комплексообразователь?
4. Как называются частицы, которые удерживаются центральным ионом?
5. Какая величина используется для характеристики лигандов?
6. Что такое “дентатность”?
7. Какие комплексы называются координационно насыщенными?
8. Дайте определение аквакомплексов.

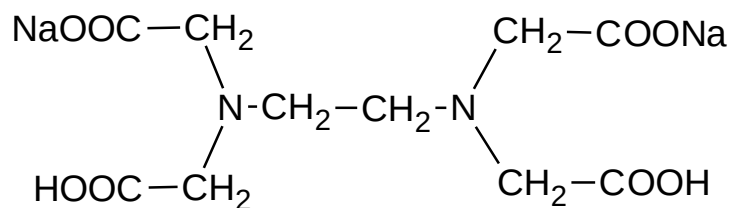
9. Что собой представляют гидроксокомплексы?
10. Дайте определение ацидокомплексов.
11. Что собой представляют аминокомплексы?
12. Дайте определение комплексонов.
13. Напишите химическую и структурную формулы трилона Б.
14. Что собой представляют комплексоны или хелатные комплексы?
15. Какой дентатностью обладают комплексоны?
16. От чего зависит дентатность комплексонов?
17. Какое максимальное количество связей может образовывать комплексон с ионом металла?
18. Когда дентатность комплексонов максимальна?
19. Сколько координационных связей образует комплексон III с ионами щелочно-земельными металлами?
20. Какие группы комплексона участвуют в образовании координационных связей?
21. В чем преимущество комплексонометрии?
22. Почему комплексоны обладают высокой прочностью?
23. Что является критерием устойчивости любого комплексного соединения?
24. Как рассчитывается концентрационная константа устойчивости комплексоната?
25. От чего зависит концентрационная константа устойчивости комплексоната?
26. Для каких металлов концентрационные константы устойчивости комплексонатов имеют наибольшие значения?
27. Почему концентрационная константа устойчивости не пригодна для оценки прочности комплексонатов при титровании?
28. Что такое условная константа устойчивости?
29. От чего зависит величина условной константы устойчивости?
30. Что является реакционноспособной частью комплексона III?
31. От чего зависит соотношение ионных форм этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТУ)?
32. При каком значении pH в растворе этилендиаминтетрауксусной кислоты концентрация ионов Y^{4-} максимальна?
33. Как рассчитывается доля реакционно-способной части комплексона III (α_4)?
34. Какое практическое значение имеет условная константа устойчивости комплексоната?
35. Почему комплексонометрическое титрование проводится в присутствии буферных растворов?
36. Каким должно быть минимальное значение условной константы устойчивости комплексоната при комплексонометрическом титровании?
37. Какие ионы металлов определяются в кислой среде?
38. Почему комплексонометрическое титрование многозарядных ионов металлов проводится в кислой среде, а щелочно-земельных – в щелочной?

39. Что собой представляет кривая комплексонометрического титрования?
40. От чего зависит величина скачка на кривой комплексонометрического титрования?
41. На чем основан принцип действия металлохромных индикаторов?
42. Какие требования предъявляются к металлохромным индикаторам?
43. Как определяется общая жесткость воды методом комплексонометрического титрования?
44. Как дифференцированно определяется жесткость воды по кальцию и магнию?

Ответы

1. Комплексное соединение – это химическое соединение высшего порядка, способное к самостоятельному существованию в растворе и содержащее как минимум две частицы.
2. Комплексное соединение состоит из центрального иона – иона комплексообразователя, вокруг которого удерживаются (координируют) либо ионы противоположного знака, либо нейтральные полярные молекулы.
3. Ион-комплексообразователь характеризуется координационным числом
4. Частицы, которые удерживаются центральным ионом, называются лигандами или аддендами.
5. Лиганды характеризуются дентатностью.
6. Дентатность – это способность лиганда замещать определенное число координационных мест вокруг центрального атома комплексообразователя
7. Координационно насыщенными комплексами называются комплексные соединения, у которых все координационные места заняты лигандами.
8. Аквакомплексы – это комплексные соединения, содержащие в качестве лигандов молекулы воды.
9. Гидроксокомплексы – это комплексные соединения, содержащие в качестве лигандов гидроксидные ионы .

10. Ацидокомплексы – это комплексные соединения, содержащие в качестве лигандов кислотные остатки.
11. Аминокомплексы – это комплексные соединения, имеющие в качестве лигандов молекулы аммиака.
12. Комплексоны – это аминополикарбоновые кислоты, содержащие аминодиацетатные группы $-N(CH_2COOH)_2$, которые используются для комплексонометрического титрования.
13. Химическая формула трилона Б (комплексона III): Na_2H_2Y , где Y – кислотный остаток этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТУ). Структурная формула трилона Б (комплексона III):



14. Комплексоны или хелатные комплексы – это циклические комплексные соединения, образующиеся при взаимодействии комплексонов с ионами металлов, заряд которых равен или больше двух.
15. Комплексоны являются полидентатными лигандами, которые способны замещать сразу все координационные места центрального атома металла.
16. Дентантность комплексонов зависит от природы и заряда иона комплексообразователя.
17. Комплексон может образовывать с ионом металла максимум шесть координационных связей.
18. Дентантность комплексонов максимальна при взаимодействии с ионами четырехвалентными металлов (цирконием, гафнием (IV) и др.).
19. С ионами щелочно-земельных металлов комплексон III образует четыре координационные связи, проявляя свойства четырехдентатного лиганда.
20. В образовании координационных связей могут участвовать два

электронодонорных атома азота и четыре атома кислорода кислотного остатка молекулы комплексона.

21. Преимущество комплексонометрии состоит в том, что реакция ионов металлов с комплексонами протекает строго эквимолекулярно, быстро, в одну стадию, с образованием прочного, хорошо растворимого комплекса (комплексоната).
22. Комплексонаты обладают высокой прочностью за счет большого числа координационных связей и формирования строго упорядоченной структуры, состоящей из нескольких малонапряженных пятичленных циклов.
23. Критерием устойчивости любого комплексного соединения является константа устойчивости.
24. Концентрационная константа устойчивости комплексоната (β) рассчитывается по формуле:

$$\beta = \frac{[MY^{n-4}]}{[M^{n+}] \cdot [Y^{4-}]},$$

где MY^{n-4} – равновесная концентрация комплексоната;
 M^{n+} ; Y^{4-} – равновесные концентрации ионов металла и полностью диссоциированного кислотного остатка ЭДТУ.

25. Концентрационная константа устойчивости комплексоната зависит от природы ионов металла (их заряда, радиуса, электронного строения), от температуры и ионной силы раствора.
26. Небольшие по размеру, многозарядные ионы металлов (Fe^{3+} , Bi^{3+} , Zr^{4+}) характеризуются наибольшими значениями концентрационных констант устойчивости комплексонатов.
27. Концентрационная константа устойчивости не пригодна для оценки прочности комплексонатов при титровании, так как не учитывает уменьшение концентрации ионов Y^{4-} за счет их протонирования при $pH \leq 11$ и уменьшение концентрации свободных ионов металла при образовании побочных комплексов с неорганическими лигандами титруемой системы.

28. Условная константа устойчивости – это произведение концентрационной константы устойчивости комплексоната на долю реакционноспособной части комплексона при данном значении рН раствора.
29. Значение условной константы устойчивости зависит от значения концентрационной константы устойчивости комплекса и от величины рН.
30. Реакционноспособной частью комплексона III является полностью диссоциированный остаток этилендиаминтетрауксусной кислоты (Y^{4-}).
31. Соотношение ионных форм этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТУ) зависит от величины рН.
32. Концентрация ионов полностью диссоциированного остатка этилендиаминтетрауксусной кислоты (Y^{4-}) максимальна в сильнощелочной среде ($pH \geq 11$).
33. Доля реакционноспособной части комплексона III (α_4) рассчитывается по формуле:

$$\alpha_4 = \frac{K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \cdot K_4}{[H^+]^4 + [H^+]^3 \cdot K_1 + [H^+]^2 \cdot K_1 \cdot K_2 + [H^+] \cdot K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 + K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \cdot K_4},$$

где K_1, K_2, K_3, K_4 – ступенчатые константы диссоциации ЭДТУ.

34. Условная константа устойчивости комплексоната используется для расчета оптимального значения рН в процессе титрования и при построении кривых комплексонометрического титрования.
35. Комплексонометрическое титрование проводится в присутствии буферных растворов для поддержания определенного значения рН, обеспечивающего высокую устойчивость комплексоната.
36. При комплексонометрическом титровании минимальное значение условной константы устойчивости комплексоната должно быть не менее 10^7 .
37. В кислой среде методом комплексонометрического титрования определяются трех - и четырехзарядные ионы металлов.

38. Комплексонометрическое титрование многозарядных ионы металлов можно проводить в кислой среде, так как константы устойчивости их комплексонов высоки и доля реакционноспособной части комплексона III (α_4) достаточна для образования комплекса. Титрование щелочно-земельных металлов проводят только в щелочной среде, так как в кислой среде из-за низкой прочности комплексоната и значительного снижения доли реакционноспособной части комплексона III комплексонаты не образуются.
39. Кривая комплексонометрического титрования – это зависимость отрицательного логарифма молярной концентрации ионов металла от объема добавленного раствора титранта (комплексона III).
40. Величина скачка на кривой комплексонометрического титрования зависит от концентрации ионов титруемого металла и величины условной константы устойчивости комплексоната.
41. Принцип действия металлохромных индикаторов основан на образовании ими окрашенных комплексных соединений с ионами металлов. Цвет образующегося комплекса определяет окраску титруемого раствора до точки эквивалентности. Комплекс ионов металла с индикатором менее устойчив, чем комплексонат, поэтому в точке эквивалентности он разрушается и раствор приобретает окраску, характерную для свободных ионов индикатора.
42. К металлохромным индикаторам предъявляются следующие требования: комплекс индикатора с ионами металлов должен быть устойчивым, но менее прочным, чем комплексонат металла ($K_{MY}^I / K_{MInd}^I \geq 10^4$), концентрация индикатора в титруемом растворе должна быть невысокой ($C_{Ind}^0 / C_M^0 \leq 0,01$), изменение окраски индикатора должно быть четким, контрастным и быстрым.
43. Общая жесткость воды определяется совместным титрованием ионов кальция и магния раствором комплексона III (трилона Б) в аммиачном буферном растворе ($pH=10$) в присутствии индикатора эриохромного черного Т.
44. Жесткость воды по кальцию и магнию определяется дифференцированно путем последовательного титрования двух проб воды. В первой пробе определяется кальцевая жесткость титрованием стандартным раствором комплексона III (трилона Б) с добавлением 2н гидроксида натрия ($pH=12$)

и индикатора мурексида. Во второй пробе определяется общая жесткость воды. По разности результатов титрования второй и первой проб рассчитывается жесткость воды по магнию.

РЕАКЦИИ ОСАЖДЕНИЯ

Вопросы

1. На чем основан метод осадительного титрования?
2. Какие требования предъявляются к реакциям, применяемым в осадительном титровании?
3. Какова должна быть растворимость осадков в осадительном титровании?
4. Какова должна быть скорость образования осадка при осадительном титровании?
5. Какие явления могут существенно исказить результаты осадительного титрования?
6. Какие реакции осаждения наиболее часто используются в осадительном титровании?
7. Какой величиной оценивается равновесие образования малорастворимых соединений?
8. Какую зависимость представляет кривая осадительного титрования?
9. Какая величина используется для расчета концентраций ионов металлов при построении кривых осадительного титрования?
10. От чего зависит величина скачка на кривой осадительного титрования?
11. Какие методы определения точки эквивалентности используются при осадительном титровании?
12. Назовите безындикаторные методы аргентометрии.
13. Какой индикатор используется в методе Мора?
14. В каком диапазоне pH проводится осадительное титрование по методу Мора?
15. Почему нельзя использовать метод Мора для определения хлоридов в кислой среде?
16. Почему нельзя проводить определение хлоридов по методу Мора в сильнощелочной среде?
17. Какие катионы не должны присутствовать в растворе при определении галогенидов по методу Мора?
18. Какой метод может быть использован для определения галогенидов в кислой среде?
19. Назовите прием титрования, используемый при определении галогенидов

методом Фольгарда.

20. Какой реагент применяется в качестве индикатора в методе Фольгарда?
21. Какие ионы лучше адсорбируются осадками с кристаллической решеткой?
22. Что такое изоэлектрическая точка?
23. Всегда ли точка эквивалентности совпадает с изоэлектрической точкой?
24. Как можно уменьшить ошибку, вызываемую явлениями адсорбции?
25. Какие осадки обладают наибольшей адсорбционной способностью?
26. Как явление адсорбции используется в методах осадительного титрования?
27. На чем основан принцип действия адсорбционных индикаторов?
28. Какие красители используются в качестве адсорбционных индикаторов?
29. В какой среде флуоресцеин используется в качестве адсорбционного индикатора?
30. В какой среде эозин используется в качестве адсорбционного индикатора?

Ответы

1. Метод осадительного титрования основан на применении реакций, которые сопровождаются образованием малорастворимых соединений.
2. К реакциям в осадительном титровании предъявляются следующим требованиям: достаточно малая растворимость и быстрое образование осадка, минимальное соосаждение примесей, наличие индикатора, позволяющего фиксировать окончание реакции.
3. Растворимость осадков, которые могли бы быть использованы в осадительном титровании, должна быть не больше $1 \cdot 10^{-10}$, т.е. осадки должны быть практически нерастворимыми.
4. Скорость образования осадков в осадительном титровании, должна быть высокой, чтобы исключить образование пересыщенных растворов.
5. Результаты титрования по методу осаждения могут существенно исказить явления адсорбции (соосаждения).
6. Чаще всего в осадительном титровании используются реакции образования малорастворимых солей серебра.
7. Равновесие образования малорастворимых соединений оценивается произведением растворимости (константой растворимости).

8. Кривая осадительного титрования представляет собой зависимость отрицательного логарифма концентрации осаждаемого иона от объема добавленного раствора титранта.
9. Для расчета концентраций ионов металлов при построении кривых осадительного титрования используется величина произведения растворимости.
10. Величина скачка на кривой осадительного титрования зависит от величины произведения растворимости получаемого осадка и концентрации реагирующих веществ.
11. Для определения точки эквивалентности в осадительном титровании используются безындикаторные и индикаторные методы.
12. К безындикаторным методам аргентометрии относятся методы равного помутнения (Гей-Люссака) и титрования до точки просветления.
13. В методе Мора в качестве индикатора используется раствор бихромат калия.
14. Осадительное титрование по методу Мора проводится в нейтральной и слабощелочной среде ($\text{pH} = 6,5 - 10$).
15. Метод Мора нельзя использовать для определения хлоридов в кислой среде из-за растворимости в кислотах образующегося осадка хромата серебра.
16. Определение хлоридов по методу Мора нельзя проводить в сильнощелочной среде, так как при этом образуется гидроксид серебра, который достаточно быстро переходит в оксид.
17. При определении галогенидов по методу Мора в растворе не должны присутствовать катионы, дающие осадки с хромат-ионами (Ba^{2+} , Pb^{2+} , Bi^{3+}).
18. Для определения галогенидов в кислой среде используется роданометрический метод (метод Фольгарда).
19. При определении галогенидов методом Фольгарда используется прием обратного титрования.

20. В качестве индикатора в методе Фольгарда используются ионы трехвалентного железа, которые образуют с тиоционатами интенсивно окрашенные растворимые комплексные соединения красного цвета.
21. На осадках с кристаллической решеткой лучше адсорбируют одноименные ионы.
22. Изoeлектрическая точка – это момент изменения заряда осадка вследствие адсорбции на нем одноименных ионов до и после точки эквивалентности.
23. Точка эквивалентности не всегда совпадает с изoeлектрической точкой вследствие различной растворимости образующихся осадков и нарушения адсорбционного равновесия при титровании.
24. Ошибку, связанную с явлениями адсорбции, можно уменьшить за счет сокращения площади поверхности осадка (старением) и введением в раствор многозарядных ионов.
25. Наибольшей адсорбционной способностью обладают аморфные и мелкокристаллические осадки с большую площадь поверхности.
26. Явление адсорбции используется в осадительном титровании при определении точки эквивалентности с адсорбционными индикаторами.
27. Принцип действия адсорбционных индикаторов основан на изменении их окраски после адсорбции на осадках.
28. В качестве адсорбционных индикаторов используются эозин, флуоресцеин, дихлорфлуоресцеин, которые представляют собой слабые органические кислоты, хорошо адсорбирующиеся на положительно заряженной поверхности осадка.
29. Флуоресцеин используется в качестве адсорбционного индикатора в нейтральной и слабощелочной среде ($\text{pH } 7 \div 10$).
30. Эозин используется в качестве адсорбционного индикатора в кислой среде ($\text{pH} = 2$).

ГРАВИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

Вопросы

1. В чем состоит сущность гравиметрического анализа?
2. Назовите основные достоинства гравиметрических методов анализа.
3. Перечислите недостатки гравиметрического анализа.
4. Как классифицируются гравиметрические методы анализа?
5. На чем основан метод осаждения?
6. В чем сущность метода отгонки?
7. Когда весовой анализ считается завершенным?
8. Перечислите основные этапы гравиметрических определений.
9. Какие формы вещества используются в гравиметрическом анализе?
10. Что такое осаждаемая форма?
11. Какие требования предъявляются к осаждаемой форме?
12. Что такое весовая форма?
13. Какие требования предъявляются к весовой (гравиметрической) форме?
14. Какие требования предъявляются к осадителю в гравиметрическом анализе?
15. Какова точность гравиметрических методов анализа?
16. Как зависит точность гравиметрического анализа от величины навески исследуемого вещества?
17. При каком значении массы кристаллических осадков ошибка гравиметрических измерений наименьшая?
18. При каком значении массы аморфных осадков ошибка гравиметрических измерений наименьшая?
19. Почему при гравиметрических измерениях нельзя брать большую навеску анализируемого вещества?
20. Что значит практически полное осаждение вещества?
21. От чего зависит степень полноты осаждения?
22. Какой избыток осадителя необходим для достижения полноты осаждения?
23. Сформулируйте основное условие образования осадка.
24. Почему при проведении гравиметрического анализа необходим большой избыток осадителя?
25. Что такое “солевой эффект”?
26. Каковы причины загрязнения осадков на стадии осаждения?
27. Перечислите основные виды соосаждения?
28. Что такое адсорбция?
29. Что такое окклюзия?
30. Что такое изоморфизм?

31. Как можно уменьшить явления соосаждения?
32. Как можно избавиться от окклюдированных примесей?
33. Почему осаждаемая форма должна иметь крупнокристаллическую структуру?
34. Назовите основные стадии процесса кристаллизации.
35. Какую стадию процесса кристаллизации необходимо ослабить для получения крупнокристаллических осадков?
36. Какую стадию процесса кристаллизации необходимо усилить для получения крупнокристаллических осадков?
37. Какую структуру имеют осадки, полученные при осаждении из концентрированных растворов?
38. Как влияет увеличение температуры на процесс осаждения кристаллических осадков?
39. Какая стадия процесса кристаллизации замедляется при повышении температуры?
40. Как влияет скорость осаждения на процесс формирования осадка?
41. Почему образующиеся осадки необходимо выдерживать под маточным раствором?
42. Какие растворы необходимо использовать для получения крупнокристаллических осадков?
43. Как влияет повышение температуры на структуру кристаллического осадка?
44. Как необходимо добавлять осадитель в гравиметрическом анализе?
45. Почему при осаждении к раствору добавляются вещества, увеличивающие растворимость осадка?
46. Что происходит при созревании осадков?
47. Какое явление называется рекристаллизацией?
48. Почему в гравиметрическом анализе кристаллические осадки должны состоять из крупных кристаллов?
49. Какие фильтры используются в гравиметрическом анализе?
50. Какие фильтры используются для фильтрования аморфных осадков?
51. Какие фильтры используются для фильтрования крупнокристаллических осадков?
52. Чем промывают осадки на фильтре?
53. Для чего в промывную жидкость добавляют небольшое количество осадителя?
54. По какому принципу выбирается метод прокаливания или высушивания для получения весовой формы осадка?

Ответы

1. Сущность гравиметрического анализа состоит в том, что анализируемый компонент анализируемого раствора переводится в малорастворимое соединение определенного состава с последующим фильтрованием, промывкой, высушиванием (или прокаливанием) и взвешиванием полученного осадка.
2. Основные достоинства гравиметрических методов анализа: высокая точность, простота и хорошая воспроизводимость.
3. Недостатками гравиметрического анализа являются трудоемкость и продолжительность.
4. Гравиметрические методы анализа делятся на две группы: методы осаждения и отгонки.
5. Метод осаждения основан на переводе анализируемого вещества в малорастворимое соединение, которое отделяется от маточного раствора, промывается, высушивается (или прокаливается) и взвешивается на аналитических весах.
6. Сущность метода отгонки состоит в том, что анализируемый компонент выделяется в виде газообразного вещества и затем производится измерение либо массы отгоняемого вещества, либо массы остатка.
7. Весовой анализ считается завершенным, если разность между двумя последовательными взвешиваниями не превышает погрешности взвешивания на аналитических весах.
8. Гравиметрические определения проводятся в следующей последовательности:
 - а) расчет массы анализируемой пробы и массы (или объема) осадителя;
 - б) взятие навески (взвешивание) анализируемого вещества;
 - в) растворение навески;
 - г) осаждение;
 - д) фильтрование (отделение осадка от маточного раствора);
 - е) промывание осадка;
 - ж) высушивание (или прокаливание);
 - з) расчет результатов анализа.

9. В гравиметрическом анализе используются осаждаемая и весовая (гравиметрическая) формы осадка.
10. Осаждаемая форма — это химическая формула соединения, в виде которого происходит осаждение анализируемого элемента.
11. Осаждаемая форма должна обладать достаточно малой растворимостью ($PP < 10^{-8}$) и легко переходить в весовую форму.
12. Весовая форма — это химическая формула соединения, в виде которого взвешивается соединение, содержащее анализируемый элемент.
13. Весовая форма должна точно соответствовать химической формуле и сохранять химическую устойчивость. Желательно, чтобы содержание в ней определяемого компонента было минимальным, что обеспечило бы минимальную погрешность определения.
14. Осадитель в гравиметрическом анализе должен быть специфическим, т. е. он должен осаждать только анализируемый ион. Желательно, чтобы осадитель был летучим, что позволит удалить его остатки в осадке путем прокаливании.
15. Точность методов гравиметрического анализа составляет 0,01- 0,005 %.
16. Точность гравиметрического анализа снижается при уменьшении величины навески исследуемого вещества. Необходимо, чтобы в весовой форме осадка содержалось не менее 100 мг определяемого компонента.
17. При получении кристаллических осадков ошибка гравиметрических измерений наименьшая, при массе осадка не менее 0,1 г.
18. При получении аморфных осадков ошибка гравиметрических измерений наименьшая, при массе осадка не менее 0,2 г.
19. При большой навеске анализируемого вещества получается осадок значительной массы, что затрудняет его фильтрование и промывание, способствует осаждению из раствора примесей, увеличивает продолжительность анализа и расход реактивов.
20. Практически полное осаждение вещества означает, что после этапа осаждения количество осаждаемого соединения в анализируемом растворе

не превышает ошибки взвешивания на аналитических весах, т.е. 0,0002 г.

21. Степень полноты осаждения зависит от величины произведения растворимости осадка, от количества осадителя и температуры.
22. Для достижения полноты осаждения необходим 50% -й избыток осадителя.
23. Основным условием образования осадка является превышение произведения концентраций ионов над произведением растворимости осадка.
24. В гравиметрическом анализе избыток осадителя, благодаря солевому эффекту увеличивает растворимости осадка и снижает полноту его осаждения.
25. Солевой эффект – это увеличение растворимости осадка в присутствии сильных электролитов.
26. Загрязнение осадка на стадии осаждения возможно за счет соосаждения вместе с ним других веществ, присутствующих в растворе.
27. Существует три типа соосаждения: адсорбция, окклюзия и изоморфизм.
28. Адсорбцией называется процесс соосаждения, при котором загрязняющие вещества находятся на поверхности осадков.
29. Окклюзией называют явление соосаждения, при котором загрязняющие вещества находятся внутри частиц осадка.
30. Изоморфизм – это явление соосаждения, при котором осаждаемое вещество и примеси образуют совместную кристаллическую решетку.
31. Явления соосаждения можно уменьшить путем рационального выбора осадителя и условий анализа, при которых образуется крупнокристаллический осадок.
32. Для удаления окклюдированных примесей чаще всего используют переосаждение.
33. Осаждаемая форма крупнокристаллической структуры хуже адсорбирует примеси за счет малой поверхности осадка, быстро осаждается и при фильтровании не забивает поры фильтра.

34. Процесс кристаллизации протекает в несколько стадий: индукционный период (образование зародышевых, или первичных кристаллов, существование коллоидных систем, образование кристаллов, выпадающих в осадок) и стадия образования крупнокристаллических осадков за счет осаждения осадка на поверхности уже существующих кристаллов.
35. Для получения крупнокристаллических осадков необходимо ослабить стадию образования зародышевых или первичных кристаллов за счет увеличения растворимости осадка путем увеличения температуры добавления кислот или уменьшения концентрации.
36. Для получения крупнокристаллических осадков необходимо усилить стадию роста кристаллов, т.е. вести осаждение из разбавленных растворов, медленно добавляя осадитель при непрерывном перемешивании.
37. Осаждение из концентрированных растворов приводит к образованию мелкокристаллических и аморфных осадков.
38. Увеличение температуры при осаждении кристаллических осадков приводит к увеличению растворимости мелких осадков с последующим осаждением их на поверхности более крупных кристаллов.
39. При повышении температуры из-за увеличения растворимости большинства осадков замедляется стадия образования зародышевых кристаллов.
40. Скорость осаждения влияет на процесс формирования крупнокристаллических осадков. Снижение скорости осаждения сокращает количество первичных кристаллов, которые становятся центрами кристаллизации для дальнейшего осаждения.
41. После осаждения осадки необходимо выдерживать под маточным раствором, чтобы исключить потери мелких кристаллов при фильтровании, которые за счет большей растворимости переходят в маточный раствор и вновь осаждаются на поверхности более крупных кристаллов.
42. Для получения крупнокристаллических осадков осаждение необходимо вести из разбавленных растворов.

43. При повышении температуры затрудняется образование мелких кристаллов.
44. Осадитель необходимо добавлять по каплям при постоянном перемешивании во избежание местного пересыщения.
45. При осаждении добавляются вещества, увеличивающие растворимость осадка, для предотвращения возможности образования большого количества мелких кристаллов.
46. При созревании осадков происходят рост кристаллов и выравнивание их поверхности, что способствует уменьшению адсорбции примесей.
47. Рекристаллизацией называется процесс растворения мелких кристаллов с последующим осаждением их на поверхности крупных.
48. В гравиметрическом анализе кристаллические осадки должны состоять из крупных кристаллов, так как они менее растворимы, чем мелкие.
49. В гравиметрическом анализе используются бумажные беззольные фильтры или стеклянные фильтры Шотта различной пористости.
50. При фильтровании аморфных осадков используют бумажные фильтры с красной или черной лентой как наименее плотные и наиболее быстрофильтрующие.
51. Для фильтрования крупнокристаллических осадков используются бумажные фильтры с белой лентой.
52. Осадки на фильтре промывают дистиллированной водой с добавкой раствора осадителя для уменьшения растворимости осадка.
53. В промывную жидкость добавляют небольшое количество осадителя для уменьшения растворимости осадка.
54. Осадки, полученные в результате реакции с органическими осадителями, обычно высушиваются, осадки неорганических соединений прокаливаются.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Васильев В.Т. Аналитическая химия. В 2 кн. Титриметрические и гравиметрические методы анализа: учебник для вузов обучающихся по химико-технол. спец. – 5-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2005. – 383 с.

Алексеев В.П. Количественный анализ. – М.: АльянсС, 2013. – 504 с.

Федоров В.А. Комиссаренков А.А. Аналитическая химия. Введение в количественный анализ: учебное пособие / СПб ГТУРП. – СПб., 2011. – 45 с.

Оглавление

Титриметрический анализ, способы выражения концентраций, пересчет концентраций, расчеты в количественном анализе.....	
Вопросы	
Ответы	
Основные положения титриметрического анализа	
Вопросы	
Ответы	
Реакции кислотно-основного взаимодействия	
Вопросы	
Ответы	
Реакции комплексообразования.....	
Вопросы	
Ответы	
Реакции осаждения	
Вопросы	
Ответы	
Гравиметрический анализ.....	
Вопросы.....	
Ответы.....	
Библиографический список.....	