

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

**«Санкт-Петербургский государственный университет
промышленных технологий и дизайна»**

Кафедра теоретической и прикладной химии

**АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
И ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА**

Методические указания к выполнению контрольной работы
для студентов всех форм обучения по направлениям подготовки:

18.03.01 – Химическая технология;

20.03.01 – Техносферная безопасность

Составители:

С. С. Лысова

Т. А. Скрипникова

Санкт-Петербург
2019

Утверждено
на заседании кафедры
21.03.2019 г., протокол № 5

Рецензент Р. Ф. Витковская

Методические указания содержат рекомендации по изучению дисциплины «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа» и выполнению контрольной работы.

В соответствии с программой приведены задания для выполнения контрольной работы. Во введении указана таблица, с помощью которой студент определяет номера заданий контрольной работы. Приведены примеры решения типовых задач и рекомендованная для самостоятельного освоения литература.

Методические указания разработаны для студентов всех форм обучения по направлениям подготовки 18.03.01 – «Химическая технология» и 20.03.01 – «Техносферная безопасность».

Учебное электронное издание сетевого распространения
Издано в авторской редакции

Системные требования:

электронное устройство с программным обеспечением для воспроизведения файлов формата PDF

Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_get_file.php?id=2019317, по паролю. – Загл. с экрана.

Дата подписания к использованию 20.11.2019 г. Рег. № 317/19.

ФГБОУВО «СПбГУПТД»

Юридический и почтовый адрес: 191186, Санкт-Петербург, ул. Большая Морская, 18.
<http://sutd.ru>

Оглавление

Введение.....	4
1. Способы выражения концентраций растворов	5
1.1 Массовая концентрация	6
1.2 Массовая доля	6
1.3 Мольная доля.....	7
1.4 Молярная концентрация	7
1.5 Молярная концентрация эквивалента.....	7
1.6 Моляльная концентрация	11
1.7 Титр раствора. Титр раствора по определяемому компоненту.....	11
2. Разбавление и смешивание растворов с различными концентрациями	12
3. Расчет pH водных растворов электролитов.....	13
3.1 Расчет pH водных растворов кислот и оснований.....	13
3.2 Гидролиз солей. Расчет pH растворов гидролизующихся солей.....	17
3.3 Расчет pH буферных растворов.....	18
Контрольные задания	21
Список литературы.....	28

Введение

Изучение аналитической химии позволяет получить современное научное представление о теории и методах, применяемых в практической деятельности. Студенту необходимо усвоить законы и теории химии, овладеть техникой химических расчетов, выработать навыки самостоятельного выполнения экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов. Работа над курсом аналитической химии состоит из следующих элементов: самостоятельное изучение материала по учебникам и учебным пособиям; выполнение контрольных заданий, лабораторного практикума, посещение лекций; сдача экзамена.

Индивидуальные задания выдаются студенту с целью закрепления теоретического материала по наиболее важным разделам аналитической химии, а также выработки практических навыков при выполнении расчетных задач.

Прежде чем начать изучение аналитической химии, повторите по учебнику неорганической химии периодический закон Д. И. Менделеева, общие закономерности химических реакций и теорию растворов. Затем приступайте к выполнению контрольного задания.

При выполнении задания следует приводить весь ход решения задач. Вычисления необходимо приводить полностью. Решение задач должно включать уравнения реакций, расчетные формулы, числовые значения постоянных величин. При этом надо давать краткое объяснение при выполнении вспомогательных расчетов. Номера и условия задач следует переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании.

Контрольная работа по аналитической химии включает 7 задач.

Конкретный индивидуальный набор задач в методических указаниях студенты определяют согласно приведенной ниже *табл. 1*. Для определения номеров задач, которые необходимо выполнить конкретному студенту в контрольной работе, он должен:

- 1) в первой колонке с буквами алфавита найти буквы, с которых начинаются его фамилия, имя и отчество;
- 2) во второй и третьей колонках найти первые два номера своих задач против начальной буквы фамилии;
- 3) в четвертой и пятой колонках отыскать свои номера третьей и четвертой задач против начальной буквы имени;
- 4) в шестой, седьмой и восьмой колонках необходимо против начальной буквы своего отчества найти номера трех последних задач контрольной работы. Если у студента отчества в паспорте нет, то он использует еще раз букву своего имени.

Т а б л и ц а 1. Контрольные задания

Алфавит	Номера задач к контрольной работе, определяемые						
	по фамилии		по имени		по отчеству		
А	1	16	31	46	61	76	91
Б	2	17	32	47	62	77	92
В	3	18	33	48	63	78	93
Г	4	19	34	49	64	79	94
Д, Е	5	20	35	50	65	80	95
Ж, З	6	21	36	51	66	81	96
И, К	7	22	37	52	67	82	97
Л, М	8	23	38	53	68	83	98
Н, О	9	24	39	54	69	84	99
П	10	25	40	55	70	85	100
Р, С	11	26	41	56	71	86	101
Т	12	27	42	57	72	87	102
У, Ф, Х	13	28	43	58	73	88	103
Ц, Ч, Ш, Щ, Э	14	29	44	59	74	89	104
Ю, Я	15	30	45	60	75	90	105

Так, студент заочного обучения Петров Николай Андреевич выполняет в своей контрольной работе задачи 10, 25 (найлены по первой букве его фамилии «П»), 39, 54 (отобраны по первой букве его имени «Н»), 61, 76, 91 (взяты по первой букве его отчества «А»).

1. Способы выражения концентраций растворов

В аналитической химии часто имеют дело с количеством вещества в определенном объеме, т. е. с концентрацией. Особенно это важно для веществ в растворах. Единицей объема служит кубический дециметр (дм^3), который в точности равен одному литру.

Концентрация – это физическая величина (размерная или безразмерная), определяющая количественный состав раствора, смеси или расплава. Согласно правилам ИЮПАК, концентрацией растворённого вещества называют отношение количества растворённого вещества или его массы к объёму раствора. Те величины, которые являются отношением однотипных величин (отношение массы растворённого вещества к массе раствора, отношение объёма растворённого вещества к объёму раствора), правильнее называть «долями». Однако на практике для этих способов выражения состава применяют термин «концентрация» и говорят о концентрации растворов.

Существует много способов выражения концентраций растворов.

1.1. Массовая концентрация

Массовая концентрация $C(B)$ – отношение массы $m(B)$ растворенного вещества B к объему раствора $V_{p-ра}$:

$$C(B) = \frac{m(B)}{V_{p-ра}}. \quad (1)$$

Пример

0.8 г гидроксида натрия поместили в мерную колбу на 200 мл. В мерную колбу добавили дистиллированной воды до метки, какой массовой концентрации будет полученный раствор?

Решение

Массовую концентрацию раствора рассчитываем по формуле (1):

$$C(\text{NaOH}) = \frac{0.8}{0.2} = 4 \text{ г/л.}$$

1.2. Массовая доля (процентная концентрация)

Массовая доля $\omega(B)$ растворенного вещества B – это безразмерная величина, равная отношению массы растворённого вещества $m(B)$ к общей массе раствора $m_{p-ра}$:

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m_{p-ра}} = \frac{m(B)}{m(B) + m(S)}, \quad (2)$$

где $m(S)$ – масса растворителя.

Массовую долю растворённого вещества $\omega(B)$ обычно выражают в долях единицы или в процентах. Например, массовая доля растворённого вещества – NaCl в воде равна 0,05 или 5 %. Это означает, что в растворе хлорида натрия массой 100 г содержится 5 г хлорида натрия и 95 г воды.

Массовую долю, выраженную в процентах, называют процентной концентрацией.

Пример

Сколько грамм хлорида калия и воды нужно для приготовления 300 г 10%-го раствора?

Решение

Массу хлорида калия (KCl) рассчитываем по формуле (2):

$$m(\text{KCl}) = \frac{\omega(\text{KCl}) \cdot m_{p-ра}}{100 \%} = \frac{10 \cdot 300}{100} = 30 \text{ г},$$

где $\omega(\text{KCl})$ – массовая доля, %; $m_{p-ра}$ – масса раствора, г.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 - 30 = 270 \text{ г.}$$

Таким образом, для приготовления 300 г 10

%-го раствора хлорида калия необходимо взять 30 г KCl и 270 г воды.

1.3. Молярная доля

Молярная доля $\chi(B)$ вещества – отношение его количества молей к общему количеству молей всех компонентов раствора. Если количества молей растворителя S и растворенного вещества B выразить через $n(B)$ и $n(S)$, то их молярные доли $\chi(B)$ и $\chi(S)$ будут равны

$$\chi(B) = \frac{n(B)}{n(B) + n(S)}; \quad \chi(S) = \frac{n(S)}{n(B) + n(S)}; \quad \chi(B) + \chi(S) = 1. \quad (3)$$

Молярную долю выражают в долях единицы.

1.4. Молярная концентрация

Молярная концентрация $C_M(B)$ – отношение числа молей $n(B)$ растворенного вещества B к объему раствора $V_{p-ра}$:

$$C_M(B) = \frac{n(B)}{V_{p-ра}} = \frac{m(B)}{M(B)V_{p-ра}}, \quad (4)$$

где $M(B)$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Молярная концентрация выражают в моль/л (моль растворенного вещества в литре раствора) и иногда обозначают "М". Например, $C_M(\text{NaOH}) = 2$ моль/л или $C_M(\text{NaOH}) = 2$ М. Один литр такого раствора содержит 2 моль или 80 г NaOH, если $M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль.

Пример

Какую массу хромата калия нужно взять для приготовления 1,2 л 0,1 М раствора?

Решение

Массу хромата калия (K_2CrO_4) рассчитываем по формуле (4):

$$m(\text{K}_2\text{CrO}_4) = C_M(\text{K}_2\text{CrO}_4)M(\text{K}_2\text{CrO}_4)V_{p-ра}, \\ 0,1 \text{ моль/л} \cdot 1,2 \text{ л} \cdot 194 \text{ г/моль} = 23,3 \text{ г}.$$

Таким образом, для приготовления 1,2 л 0,1 М раствора хромата калия необходимо взять 23,3 г K_2CrO_4 и растворить в воде, а объем раствора довести до 1,2 л.

1.5. Молярная концентрация эквивалента (нормальность)

Эквивалент. Между условными частицами в соединении существуют определенные соотношения, называемые стехиометрическими. Например, в молекуле H_2CO_3 два протона связаны с одной частицей CO_3^{2-} . Между реагирующими частицами также устанавливаются стехиометрические соотношения, например в реакции



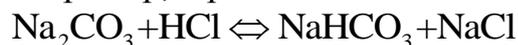
a условных частиц вещества А реагируют с b условными частицами вещества В. Следовательно, одна частица А эквивалентна b/a частицам вещества В при условии, что $a \geq b$. Отношение b/a называют фактором эквивалентности вещества В и обозначают $f_{\text{эКВ}}(\text{В})$.

В кислотно-основных реакциях эквивалент – условная частица, которая в данной реакции замещает, высвобождает один ион водорода. В окислительно-восстановительных реакциях эквивалент – условная частица, которая в данной реакции присоединяет или отдает один электрон.

Фактор эквивалентности $f_{\text{эКВ}}(\text{В})$ – безразмерная величина, равная единице или меньше единицы. Например, $1/2$, $1/3$, $1/5$.

Можно сказать, что эквивалент есть $1/z$ часть частицы вещества. При $z = 1$ эквивалент идентичен самой частице. Число z называют числом эквивалентности. Фактор эквивалентности и число эквивалентности – переменные величины, значения которых зависят от реакции. Без указания реакции понятие эквивалент не имеет смысла.

Так, например, эквивалент одного и того же вещества может быть разным в зависимости от реакции. Например, в реакции



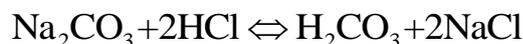
факторы эквивалентности Na_2CO_3 и HCl будут

$$f_{\text{эКВ}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1, f_{\text{эКВ}}(\text{HCl}) = 1.$$

Соответственно, число эквивалентности z будет

$$z(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1, z(\text{HCl}) = 1.$$

В реакции



одна молекула Na_2CO_3 равноценна двум ионам водорода, следовательно, факторы эквивалентности Na_2CO_3 и HCl будут

$$f_{\text{эКВ}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2, f_{\text{эКВ}}(\text{HCl}) = 1.$$

Соответственно, число эквивалентности z будет

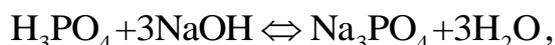
$$z(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2, z(\text{HCl}) = 1.$$

Важным понятием химического анализа является понятие о молярной массе эквивалента.

Молярной массой эквивалента $M_{\text{эКВ}}(\text{В})$ вещества В называют массу одного моля эквивалента этого вещества, равную произведению фактора эквивалентности на молекулярную массу вещества $M(\text{В})$:

$$M_{\text{эКВ}}(\text{В}) = f_{\text{эКВ}}(\text{В})M(\text{В}) = \frac{M(\text{В})}{z}. \quad (5)$$

Например, в реакции



$$f_{\text{эКВ}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3, z(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3$$

$$M_{\text{эКВ}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{z} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль}.$$

Пример

Уравняйте реакцию и рассчитайте молярную массу эквивалента хлорида алюминия (III) в реакции

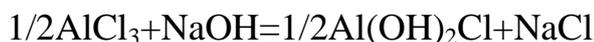


Решение

Уравняем реакцию



или



$$f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3) = 1/2, z(\text{AlCl}_3) = 2.$$

$$M_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3) = \frac{M(\text{AlCl}_3)}{2} = 66,7 \text{ г/моль}.$$

В случае если реакция не указана, то следует считать, что для кислот H_nA и оснований $\text{B}(\text{OH})_n$ происходит полное замещение атомов водорода и гидроксильных групп, а число эквивалентности соли рассчитывается как произведение числа катионов на его заряд.

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_n\text{A}) = M(\text{H}_n\text{A}) / \text{число замещаемых в реакции атомов водорода } n,$$

$$M_{\text{экв}}(\text{B}(\text{OH})_n) = M(\text{B}(\text{OH})_n) / \text{число замещаемых в реакции гидроксильных групп } n,$$

$$M_{\text{экв}}(\text{соли}) = M(\text{соли}) / \text{произведение числа катионов на его заряд.}$$

Пример

Рассчитайте молярную массу эквивалента серной кислоты, гидроксида кальция и сульфата алюминия.

Решение

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

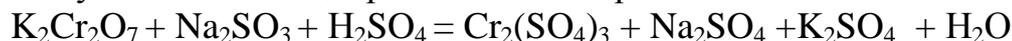
$$M_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль},$$

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

Молярная масса эквивалента окислителя (восстановителя) равна его молярной массе, деленной на число электронов z , которое присоединяет (отдает) одна молекула окислителя (восстановителя) в данной реакции.

Пример

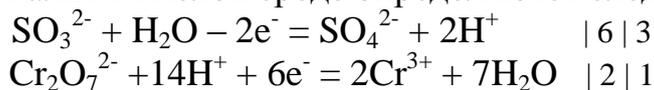
Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию и рассчитайте молярную массу эквивалента дихромата калия в реакции



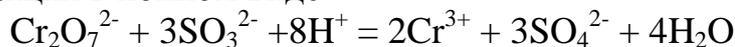
Решение

Наиболее наглядный и универсальный метод подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях – электронно-ионный метод.

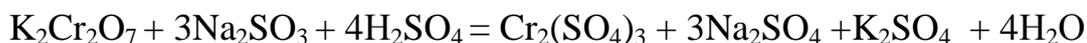
Стехиометрические коэффициенты для реакции окисления сульфита натрия дихроматом калия в кислой среде определяются следующим образом:



Суммарная реакция в ионном виде



или



Восстановление $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ до Cr^{3+} протекает с присоединением шести электронов, поэтому молекулярная масса эквивалента дихромата калия равна

$$M_{\text{эkv}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{6} = \frac{294,2}{6} = 49,03 \text{ г/моль}.$$

Молярная концентрация эквивалента (нормальность) $C_{\text{эkv}}(\text{B})$ – это отношение количества вещества эквивалентов к объему раствора $V_{\text{р-ра}}$:

$$C_{\text{эkv}}(\text{B}) = \frac{n_{\text{эkv}}(\text{B})}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m(\text{B})}{M_{\text{эkv}}(\text{B})V_{\text{р-ра}}}, \quad (6)$$

где $n_{\text{эkv}}(\text{B})$ – количество вещества эквивалентов В.

Например, $C_{\text{эkv}}(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л. Применение термина «нормальность» не рекомендуется. Однако вместо единицы измерения моль/л допускается сокращение «н». Например, 1 н. H_2SO_4 (однонормальный раствор H_2SO_4), т. е. моль $1/2$ молекулы H_2SO_4 .

Пример

Вычислите молярную и нормальную концентрации раствора H_2SO_4 по его массовой доле 20 % и плотности 1,14 г/см³.

Решение

20%-й раствор H_2SO_4 содержит 20 г H_2SO_4 в 100 г раствора. Вычислим объем, занимаемый 100 г 20%-го раствора H_2SO_4 :

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{1,14} = 87,7 \text{ мл}.$$

Теперь вычислим, сколько граммов H_2SO_4 содержит 1 л 20%-го раствора серной кислоты:

$$\begin{array}{ll} 87 \text{ мл содержит} & 20 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 1000 \text{ мл содержит} & x \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

откуда

$$x = \frac{1000 \cdot 20}{87,7} = 228 \text{ г}.$$

Молярную концентрацию раствора рассчитываем по формуле (4):

$$C_{\text{M}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)V_{\text{р-ра}}} = \frac{228}{98,08 \cdot 1} = 2,32 \text{ моль/л}.$$

Молярная масса эквивалента серной кислоты, считая, что кислота используется в реакции в качестве двухосновной равна

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{98,08}{2} = 49,04 \text{ г/моль}.$$

Нормальную концентрацию раствора рассчитываем по формуле (6):

$$C_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{228}{49,04 \cdot 1} = 4,65 \text{ н.}$$

Таким образом, нормальная и молярная концентрации взаимосвязаны через число эквивалентности z :

$$C_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = C_{\text{М}}(\text{H}_2\text{SO}_4)z = C_{\text{М}}(\text{H}_2\text{SO}_4)2.$$

1.6. Моляльная концентрация (моляльность)

Моляльная концентрация $C_m(B)$ (моляльность) – количество растворенного вещества В в 1 кг растворителя:

$$C_m(B) = \frac{n(B)}{m(S)} = \frac{m(B)}{M(B) \cdot m(S)}, \quad (7)$$

где $n(B)$ – количество растворенного вещества В; $m(S)$ – масса растворителя, кг; $M(B)$ – молекулярная масса растворенного вещества, г/моль.

Например, раствор, содержащий в одном килограмме растворителя 1 моль растворенного вещества, будет называться одномоляльным раствором с размерностью 1 моль/кг.

Преимущество моляльности – в независимости от температуры. Однако в аналитической химии эту единицу используют редко.

1.7. Титр раствора. Титр раствора по определяемому компоненту

В титриметрическом анализе пользуются особым способом выражения концентрации – через титр.

Титр раствора $T(B)$ – это масса $m(B)$ растворенного вещества В (в граммах) в 1 мл раствора $V_{\text{р-ра}}$:

$$T(B) = \frac{m(B)}{V_{\text{р-ра}}}. \quad (8)$$

Например, $T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,049$ г/мл. Это значит, что в 1 мл раствора содержится 0,049 г серной кислоты.

Титр раствора по определяемому компоненту $T(X/Y)$ – это масса определяемого компонента Y (в граммах), с которой реагирует 1 мл стандартного раствора (титранта) X:

$$T(X/Y) = \frac{m(Y)}{V(X)}. \quad (9)$$

Например, $T(\text{HCl}/\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,008$ г/мл. Это значит, что с 1 мл раствора HCl реагирует 0,008 г Na_2CO_3 .

2. Разбавление и смешивание растворов с различными концентрациями

При приготовлении растворов часто приходится решать задачи, связанные с разбавлением и смешиванием растворов.

Пример

Рассчитать, какой объем раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с концентрацией 0,5 М надо взять для получения 8 л раствора с концентрацией 0,4 н.

Решение

$$f_{\text{эКВ}}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6, z(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 6.$$

Молярная концентрация эквивалента (нормальность) исходного раствора равна:

$$C_{\text{эКВ}}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = C_{\text{М}}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot z = 0,5 \cdot 6 = 3 \text{ н.}$$

При разбавлении раствора количество растворенного вещества остается неизменным, тогда справедливо выражение

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2.$$

Отсюда объем исходного раствора, который необходимо взять для приготовления конечного:

$$V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{C_1} = \frac{0,4 \cdot 8}{3} = 1,07 \text{ л.}$$

Смешали m_1 граммов раствора № 1 с массовой долей вещества ω_1 и m_2 граммов раствора № 2 с массовой долей вещества ω_2 . Образовался раствор № 3 с массовой долей вещества ω_3 . Как относятся друг к другу массы исходных растворов?

Решение

Пусть $\omega_1 > \omega_2$, тогда $\omega_1 > \omega_3 > \omega_2$. Масса растворенного вещества в растворе № 1 составляет $(\omega_1 \cdot m_1)$, в растворе № 2 $(\omega_2 \cdot m_2)$. Масса образовавшегося раствора №3 составляет (m_1+m_2) . Сумма масс растворенного вещества в растворах № 1 и № 2 равна массе вещества в образовавшемся растворе № 3:

$$\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2 = \omega_3(m_1 + m_2)$$

$$\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2 = \omega_3 \cdot m_1 + \omega_3 \cdot m_2$$

$$\omega_1 \cdot m_1 - \omega_3 \cdot m_1 = \omega_3 \cdot m_2 - \omega_2 \cdot m_2$$

$$(\omega_1 - \omega_3) m_1 = (\omega_3 - \omega_2) m_2$$

$$m_1 / m_2 = (\omega_3 - \omega_2) / (\omega_1 - \omega_3)$$

Таким образом, массы смешиваемых растворов m_1 и m_2 обратно пропорциональны разностям массовых долей ω_1 и ω_2 смешиваемых растворов и массовой доли вещества в смеси ω_3 . (Правило смешивания).

Для облегчения расчетов применяют правило креста:

$$\begin{array}{ccc}
 \omega_1 & & \omega_3 - \omega_2 & m_1 \\
 & \diagdown & / & \\
 & \omega_3 & & \\
 & / & \diagdown & \\
 \omega_2 & & \omega_1 - \omega_3 & m_2
 \end{array}$$

$$m_1/m_2 = (\omega_3 - \omega_2) / (\omega_1 - \omega_3)$$

Для этого по диагонали из большего значения концентрации вычитают меньшую, получают $(\omega_1 - \omega_3)$, если $\omega_1 > \omega_3$ и $(\omega_3 - \omega_2)$, $\omega_3 > \omega_2$. Затем составляют отношение масс исходных растворов m_1/m_2 .

При необходимости расчета количества воды, которое необходимо добавить в раствор для получения раствора с меньшей концентрацией, ω_2 следует приравнять к нулю.

Пример

Определите массы исходных растворов с массовыми долями гидроксида натрия 5 и 40 %, если при их смешивании образовался раствор массой 210 г с массовой долей гидроксида натрия 10 %.

Решение

$$\begin{array}{ccc}
 40\% & & 5\% & m_1 \\
 & \diagdown & / & \\
 & 10\% & & \\
 & / & \diagdown & \\
 5\% & & 30\% & m_2 = 210 - m_1
 \end{array}$$

$$5 / 30 = m_1 / (210 - m_1)$$

$$1/6 = m_1 / (210 - m_1)$$

$$210 - m_1 = 6m_1$$

$$7m_1 = 210$$

$$m_1 = 30 \text{ г}; \quad m_2 = 210 - m_1 = 210 - 30 = 180 \text{ г.}$$

3. Расчет pH водных растворов электролитов

3.1. Расчет pH водных растворов кислот и оснований

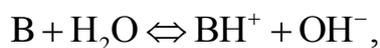
В практике аналитической химии наиболее часто имеют дело с кислотно-основными (протолитическими) равновесиями. К ним относятся реакции нейтрализации, гидролиза и диссоциации. Поэтому необходимо уметь рассчитывать равновесные концентрации ионов H^+ , OH^- (pH, pOH).

При описании поведения сильных кислот и оснований следует помнить о том, что сильные протолиты в водных растворах диссоциируют (распадаются на ионы) практически полностью, степень диссоциации α близка к 100 %. К сильным протолитам относят гидроксиды щелочных металлов (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂), ряд кислот (HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄, HMnO₄) и некоторые другие.

Диссоциация слабых кислот (НА) и оснований (В) протекает обратимо и описывается соответствующими константами равновесия pK_a и pK_b , которые называются константами диссоциации.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}; \quad pK_a = -\lg K_a.$$



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}; \quad pK_b = -\lg K_b.$$

К слабым электролитам относят воду, органические кислоты (НСООН, CH_3COOH и др.), некоторые неорганические кислоты (HCN, H_2S , HClO и др.), многие основания (NH_4OH , Zn(OH)_2 , Cu(OH)_2 и др.).

Константы диссоциации некоторых слабых кислот и оснований в водных растворах приведены в табл. 2.

Т а б л и ц а 2. Константы диссоциации некоторых слабых кислот и оснований в водных растворах при 25 °С

Слабый электролит	Константа диссоциации K (25 °С)
HNO_2	$4,00 \cdot 10^{-4}$
HCN	$7,20 \cdot 10^{-10}$
NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
НСООН	$1,77 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6,31 \cdot 10^{-5}$
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,90 \cdot 10^{-2}$ (K_1) $6,40 \cdot 10^{-5}$ (K_2)
H_2CO_3	$4,31 \cdot 10^{-7}$ (K_1) $5,61 \cdot 10^{-11}$ (K_2)
H_2S	$5,70 \cdot 10^{-8}$ (K_1) $1,20 \cdot 10^{-15}$ (K_2)
H_2SO_3	$1,30 \cdot 10^{-2}$ (K_1) $5,00 \cdot 10^{-6}$ (K_2)
H_3PO_4	$7,52 \cdot 10^{-3}$ (K_1) $6,31 \cdot 10^{-8}$ (K_2) $1,26 \cdot 10^{-13}$ (K_3)
HClO	$3,18 \cdot 10^{-8}$
Zn(OH)_2	$4,00 \cdot 10^{-5}$ (K_2)
Mg(OH)_2	$2,50 \cdot 10^{-3}$ (K_2)

Поведение протолитов (кислот и оснований) в растворах зависит от свойств растворителя. Вода обладает амфотерным характером и весьма незначительно диссоциирует на катион гидроксония H_3O^+ и анион OH^- :



Равновесию (10) отвечает константа диссоциации воды K :

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} (25 \text{ }^\circ\text{C}). \quad (11)$$

Более точным выражением для K является уравнение с активностями ионов, однако мы используем концентрации, так как в разбавленных растворах значения концентраций и активностей совпадают.

Поскольку вода слабо диссоциирует и в основном находится в виде неионизированных молекул, то ее концентрация весьма мало изменяется, т. е. $[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{997 \text{ г}}{18,02 \text{ г/моль}} = 55,37 \text{ моль}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 55,37 \text{ моль/л.}$$

Тогда

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,0 \cdot 10^{-14} = K_w (25 \text{ }^\circ\text{C}). \quad (12)$$

Величина K_w , равная произведению концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов, называется ионным произведением воды или константой автопротолиза и составляет $1,0 \cdot 10^{-14}$ при $25 \text{ }^\circ\text{C}$. В нейтральных водных растворах (не кислых и не основных)

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Для удобства выражения кислотности растворов введен водородный показатель pH , который является отрицательным десятичным логарифмом концентрации водородных ионов (моль/л):

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]. \quad (13)$$

Аналогично, гидроксильный показатель pOH :

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]. \quad (14)$$

Тогда из (12) – (14) получим выражение

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14. \quad (15)$$

В нейтральной среде pH равен 7, в кислой меньше 7, в щелочной – больше 7.

Расчет pH растворов кислот и оснований проводится по следующим (упрощенным) формулам:

СИЛЬНЫХ ОДНООСНОВНЫХ КИСЛОТ:

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{к}}, \quad (16)$$

СИЛЬНЫХ ОДНОКИСЛОТНЫХ ОСНОВАНИЙ:

$$\text{pH} = 14 + \lg C_{\text{осн}}, \quad (17)$$

СЛАБЫХ КИСЛОТ:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_a - \frac{1}{2} \lg C_{\text{к}}, \quad (18)$$

СЛАБЫХ ОСНОВАНИЙ:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_b + \frac{1}{2} \lg C_{\text{осн}}, \quad (19)$$

где $C_{\text{к}}$ и $C_{\text{осн}}$ – молярная концентрация раствора кислоты и основания, соответственно.

Пример

Вычислить pH в 0,03 М водном растворе соляной кислоты.

Решение

Соляная кислота (HCl) является сильной кислотой, поэтому в растворе диссоциирует полностью ($\alpha \sim 1$):



тогда концентрация ионов водорода равна молярной концентрации кислоты $[\text{H}^+] = C_{\text{M}}(\text{HCl}) = 0,03 \text{ М}$. Значение pH вычисляем по формуле (16):

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(0,03) = 1,52.$$

Пример

Вычислить pH водного раствора KOH с массовой долей 0.19 %.

Решение

Гидроксид калия (KOH) является сильным основанием, поэтому в растворе диссоциирует полностью ($\alpha \sim 1$):



тогда концентрация гидроксид ионов равна молярной концентрации основания

$$C_{\text{M}}(\text{KOH}) = [\text{OH}^-].$$

Запишем выражение для расчета массовой доли KOH:

$$\omega(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{n(\text{KOH})M(\text{KOH})}{\rho_{\text{р-ра}} V_{\text{р-ра}}} = \frac{C_{\text{M}}(\text{KOH})M(\text{KOH})}{\rho_{\text{р-ра}}}$$

Из литературных данных известно, что $M(\text{KOH}) = 56,10 \text{ г/моль}$; $\rho_{\text{р-ра}} \approx 1000 \text{ г/л}$, следовательно:

$$C_{\text{M}}(\text{KOH}) = \frac{\omega(\text{KOH}) \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M(\text{KOH})} = \frac{0,19 \cdot 1000}{100 \cdot 56,10} = 3,38 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Значение pOH вычисляем по формуле (14):

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg(3,38 \cdot 10^{-2}) = 1,47.$$

Поскольку по формуле (15):

$$pH + pOH = 14, \text{ то } pH = 14 - 1,47 = 12,52.$$

Пример

Рассчитать pH 0.025 М водного раствора уксусной кислоты.

Решение

Уксусная кислота (CH_3COOH) является слабой кислотой и диссоциирует в водном растворе частично ($\alpha < 1$). В растворе устанавливается химическое равновесие:



Этому равновесию отвечает константа кислотной диссоциации K_a :

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Из табличных данных $K_a(CH_3COOH) = 1,86 \cdot 10^{-5}$, $pK_a = -\lg K_a$, $pK_a(CH_3COOH) = 4,73$.

Значение pH вычисляем по формуле (18):

$$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \lg C_k = \frac{1}{2} 4,73 - \frac{1}{2} \lg 0,025 = 3,17.$$

3.2. Гидролиз солей. Расчет pH растворов гидролизующихся солей

При растворении солей в воде наряду с процессами диссоциации с образованием гидратированных ионов могут происходить и обменные реакции между ионами растворенной соли и ионами воды.

Гидролиз солей – это химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

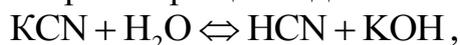
В результате гидролиза солей изменяется pH среды. Гидролиз усиливается с повышением температуры и уменьшением концентрации солей.

При растворении солей в воде могут возникать следующие случаи:

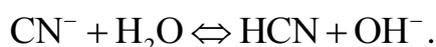
1. Соль образована сильным основанием и сильной кислотой (KCl, NaBr, Na_2SO_4 и др.) – гидролиз не идет, pH водных растворов таких солей не изменяется и равен 7.

2. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (KCN, Na_2CO_3 , CH_3COONa и др.) – гидролиз идет по аниону, создаётся щелочная среда.

Рассмотрим гидролиз в растворе цианида калия:



в ионном виде



В процессе реакции ионы водорода H^+ будут связываться с цианид-ионами CN^- в слабую синильную кислоту HCN и при установившемся равновесии $[H^+] < [OH^-]$, тогда $pH > 7$.

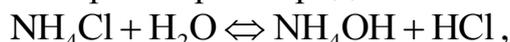
Значение pH вычисляем по формуле

$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}lg C_{\text{соли}}, \quad (20)$$

где $C_{\text{соли}}$ – концентрация соли.

3. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой (NH_4Cl , $(NH_4)_2SO_4$ и др.) – гидролиз идет по катиону, создаётся кислая среда.

Рассмотрим гидролиз в растворе хлорида аммония:



в ионном виде



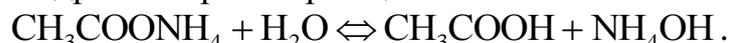
В процессе реакции ионы-гидроксида OH^- будут связываться с катионами аммония NH_4^+ в слабое основание NH_4OH и при установившемся равновесии $[H^+] > [OH^-]$, тогда $pH < 7$.

Значение pH вычисляем по формуле

$$pH = 7 - \frac{1}{2}pK_b - \frac{1}{2}lg C_{\text{соли}}, \quad (21)$$

4. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (CH_3COONH_4 , $(NH_4)_2S$ и др.) – гидролизуется по катиону и аниону.

Рассмотрим гидролиз в растворе ацетата аммония:



В процессе гидролиза pH среды зависит от силы образующихся слабых кислоты и основания. В этом случае связывание H^+ и OH^- происходит в одинаковой степени, так как $K_a(CH_3COOH) = 1,74 \cdot 10^{-5}$ и $K_b(NH_4OH) = 1,76 \cdot 10^{-5}$, поэтому $pH \approx 7$.

Значение pH вычисляем по формуле

$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}pK_b. \quad (22)$$

3.3. Расчет pH буферных растворов

Растворы слабых кислот или оснований в присутствии их солей проявляют буферное действие. Для буферного раствора, содержащего слабую кислоту и ее соль значение pH вычисляем по формуле

$$pH = pK_a + lg C_{\text{соли}} - lg C_{\text{к}}, \quad (23)$$

а для смеси из слабого основания и его соли значение pH вычисляем по формуле

$$pH = 14 - pK_b + lg C_{\text{осн}} - lg C_{\text{соли}}. \quad (24)$$

Пример

К 15 мл 0,03 М раствора муравьиной кислоты добавили 12 мл 0,15 М формиата калия. Вычислить рН раствора.

Решение

Найдем концентрацию кислоты C_k и ее соли $C_{\text{соли}}$ после смешивания растворов:

$$V_{\text{общ}} = 12 + 15 = 27 \text{ мл};$$

$$C_k = \frac{15 \cdot 0,03}{27} = 0,017 \text{ моль/л};$$

$$C_{\text{соли}} = \frac{12 \cdot 0,15}{27} = 0,066 \text{ моль/л}.$$

Из табличных данных $K_a(\text{НСООН}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $\text{p}K_a = -\lg K_a$, $\text{p}K_a(\text{НСООН}) = 3,74$.

Значение рН вычисляем по формуле (23):

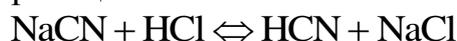
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg C_{\text{соли}} - \lg C_k = 3,75 + \lg 0,066 / 0,017 = 4,33.$$

Пример

Вычислить рН раствора, полученного при сливании 23 мл 0.13 М раствора NaCN и 10 мл 0.07 М раствора HCl.

Решение

Запишем уравнение реакции



Рассчитываем количество веществ NaCN и HCl в исходных растворах для выяснения состава раствора, образовавшегося после сливания:

$$n(\text{NaCN}) = C_M(\text{NaCN})V_{\text{р-ра}} = 0,13 \cdot 23 \cdot 10^{-3} = 2,99 \cdot 10^{-3} \text{ моль},$$

$$n(\text{HCl}) = C_M(\text{HCl})V_{\text{р-ра}} = 0,07 \cdot 10 \cdot 10^{-3} = 7,00 \cdot 10^{-4} \text{ моль}.$$

Так как $n(\text{NaCN}) > n(\text{HCl})$, то NaCN находится в избытке в растворе. Тогда в образовавшемся после сливания растворе будут находиться NaCN и HCN в следующих количествах:

$$n(\text{NaCN}) = n(\text{NaCN}) - n(\text{HCl}) = 2,29 \cdot 10^{-3} \text{ моль},$$

$$n(\text{HCN}) = n(\text{HCl}) = 7,00 \cdot 10^{-4} \text{ моль}.$$

Рассчитаем суммарный объем $V_{\text{общ}}$ получившегося после сливания раствора:

$$V_{\text{общ}} = 23 + 10 = 33 \text{ мл}.$$

Рассчитаем молярные концентрации NaCN и HCN в растворе:

$$C_M(\text{NaCN}) = \frac{n(\text{NaCN})}{V_{\text{общ}}} = \frac{2,29 \cdot 10^{-3}}{33 \cdot 10^{-3}} = 6,94 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л},$$

$$C_M(\text{HCN}) = \frac{n(\text{HCN})}{V_{\text{общ}}} = \frac{7,00 \cdot 10^{-4}}{33 \cdot 10^{-3}} = 2,12 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Синильная кислота (HCN) диссоциирует в водном растворе частично ($\alpha < 1$). В растворе устанавливается химическое равновесие:



Этому равновесию отвечает константа кислотной диссоциации K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Из табличных данных $K_a(\text{HCN}) = 7,20 \cdot 10^{-10}$, $\text{p}K_a = -\lg K_a$, $\text{p}K_a(\text{HCN}) = 9,14$.
Значение pH вычисляем по формуле (23):

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg C_{\text{соли}} - \lg C_{\text{к}} = 9,14 + \lg 0,0694 / 0,0212 = 9,65.$$

Контрольные задания

Задача 1

Рассчитать массовую долю $\omega(B)$ вещества B, титр раствора $T(B)$, а также массовую $C(B)$, моляльную $C_m(B)$, молярную $C_M(B)$, и нормальную концентрацию $C_{\text{экв}}(B)^*$ раствора, полученного при растворении вещества B массой $m(B)$ в воде массой $m(H_2O)$ и плотностью раствора ρ .

№	Вещество B	$m(B)$, г	$m(H_2O)$, г	ρ раствора, г/см ³
1	KOH	0.952	40	1.020
2	H ₂ SO ₄	2.160	125	1.010
3	H ₃ PO ₄	3.074	100	1.015
4	Na ₂ CO ₃	0.340	50	1.005
5	NaOH	1.792	75	1.025
6	CH ₃ COOH	30.80	200	1.020
7	KOH	8.916	85	1.095
8	H ₂ SO ₄	2.370	50	1.030
9	H ₃ PO ₄	41.28	300	1.075
10	Na ₂ CO ₃	64.70	500	1.135
11	NaOH	22.02	200	1.120
12	HClO ₄	15.17	250	1.035
13	KOH	15.10	125	1.110
14	H ₂ SO ₄	19.26	125	1.105
15	H ₃ PO ₄	6.745	100	1.035

* При расчете молярной концентрации эквивалента $C_{\text{экв}}(B)$ следует считать, что для кислот и оснований происходит полное замещение атомов водорода и гидроксильных групп, а число эквивалентности соли рассчитывается как произведение числа катионов на его заряд.

Задача 2

Уравнять реакцию и вычислить молярную массу эквивалента $M_{\text{экв}}(\text{В})$ вещества В, выделенного подчеркиванием.

№	Уравнение реакции
16	<u>H₂SO₄</u> + Ba(OH) ₂ = Ba(HSO ₄) ₂ + H ₂ O <u>CuSO₄</u> + KI = CuJ↓ + J ₂ + K ₂ SO ₄
17	<u>AlCl₃</u> + NaOH = Al(OH) ₃ + NaCl <u>H₂C₂O₄</u> + KMnO ₄ + H ₂ SO ₄ = MnSO ₄ + CO ₂ ↓ + K ₂ SO ₄ + H ₂ O
18	NaOH + <u>H₃PO₄</u> = Na ₂ HPO ₄ + H ₂ O <u>H₂S</u> + KMnO ₄ + H ₂ SO ₄ = S + MnSO ₄ + K ₂ SO ₄ + H ₂ O
19	<u>NaOH</u> + H ₃ PO ₄ = Na ₃ PO ₄ + H ₂ O MnO ₂ + KOH + <u>KClO₃</u> = K ₂ MnO ₄ + KCl + H ₂ O
20	<u>CuSO₄</u> + NaOH = Cu(OH) ₂ + Na ₂ SO ₄ <u>MnSO₄</u> + PbO ₂ + HNO ₃ = HMnO ₄ + Pb(NO ₃) ₂ + PbSO ₄ + H ₂ O
21	Fe(OH) ₂ + <u>HCl</u> = FeCl ₂ + H ₂ O <u>K₂Cr₂O₇</u> + FeSO ₄ + H ₂ SO ₄ = Cr ₂ (SO ₄) ₃ + Fe ₂ (SO ₄) ₃ + K ₂ SO ₄ + H ₂ O
22	Fe(OH) ₂ + <u>H₃PO₄</u> = Fe ₃ (PO ₄) ₂ + H ₂ O KMnO ₄ + <u>FeSO₄</u> + H ₂ SO ₄ = MnSO ₄ + K ₂ SO ₄ + Fe ₂ (SO ₄) ₃ + H ₂ O
23	(NH ₄) ₂ SO ₄ + <u>NaOH</u> = Na ₂ SO ₄ + NH ₄ OH NaCrO ₂ + <u>Br₂</u> + NaOH = Na ₂ CrO ₄ + NaBr + H ₂ O
24	Fe ₂ (SO ₄) ₃ + <u>NaOH</u> = Fe(OH) ₃ + Na ₂ SO ₄ <u>KMnO₄</u> + H ₂ C ₂ O ₄ + H ₂ SO ₄ = MnSO ₄ + K ₂ SO ₄ + H ₂ O + CO ₂ ↑
25	<u>Fe(OH)₃</u> + HCl = FeCl ₃ + H ₂ O Na ₂ MoO ₄ + HCl + <u>Al</u> = MoCl ₂ + AlCl ₃ + NaCl + H ₂ O
26	Ba(OH) ₂ + <u>HCl</u> = BaCl ₂ + H ₂ O I ₂ + <u>Na₂S₂O₃</u> = NaJ + Na ₂ S ₄ O ₆
27	NaOH + <u>H₃PO₄</u> = NaH ₂ PO ₄ + H ₂ O NaI + <u>H₂SO₄</u> = Na ₂ SO ₄ + H ₂ S + I ₂ + 4H ₂ O.
28	<u>Na₂CO₃</u> + HCl = NaCl + H ₂ O + CO ₂ ↑ <u>KNO₂</u> + K ₂ Cr ₂ O ₇ + H ₂ SO ₄ = KNO ₃ + K ₂ SO ₄ + Cr ₂ (SO ₄) ₃ + H ₂ O
29	<u>Al₂(SO₄)₃</u> + NH ₄ OH = (NH ₄) ₂ SO ₄ + Al(OH) ₃ <u>Na₂SO₃</u> + H ₂ O + Cl ₂ = Na ₂ SO ₄ + HCl
30	<u>NaHCO₃</u> + H ₂ SO ₄ = Na ₂ SO ₄ + CO ₂ ↑ + H ₂ O K ₂ Cr ₂ O ₇ + <u>KI</u> + HCl = CrCl ₃ + I ₂ + KCl + H ₂ O

Задача 3

Смешали V_1 (л) раствора карбоната натрия с концентрацией C_1 и V_2 (л) раствора карбоната натрия с концентрацией C_2 . Определить молярную и нормальную концентрации карбоната натрия в получившемся растворе.
*Плотности растворов считать равными 1 г/см^3 .

№	Раствор 1		Раствор 2	
	V_1 , (л)	C_1	V_2 , (л)	C_2
31	0,5	10,6 г/л	0,25	0,2 М
32	0,1	1 %*	0,05	3 М
33	0,25	1 М	0,75	21,2 г/л
34	0,7	3 %*	0,3	20 г/л
35	0,5	1 М	0,25	0,1 М
36	1,5	0,1 %*	2	0,05 М
37	0,075	2 М	0,3	5 %*
38	0,125	1,6 М	1	8,5 %*
39	1	26,5 г/л	2	0,1 %*
40	2	5 г/л	2,5	3 %*
41	3	5,3 %*	2	0,5 М
42	0,3	10 %*	0,2	4 М
43	0,75	21,2 г/л	0,5	10,6 г/л
44	0,3	20 г/л	0,1	1 %*
45	0,25	0,1 М	0,25	1 М

Задача 4

Рассчитать, какой объем раствора вещества А с концентрацией C_1 (и плотностью ρ) надо взять для получения V литров раствора с концентрацией C_2 .

№	Вещество А	Исходный раствор		Требуемый раствор	
		Концентрация C_1	ρ , г/см ³	Концентрация C_2	Объем V , л
46	H ₃ PO ₄	15 %	1,25	0,04 М	25
47	BaCl ₂	1,69 М	-	0,5 М	7
48	H ₂ SO ₄	2 Н	-	0,01 М	10
49	AlCl ₃	0,6 %	1,008	0,005 г/мл	15
50	Fe ₂ (SO ₄) ₃	0,4 М	-	0,2 Н	4
51	Na ₂ CO ₃	5 %	1,02	0,03 Н	9
52	NaOH	13 %	1,42	3 М	5
53	K ₂ B ₄ O ₇	0,18 М	-	0,02 М	11
54	Cr ₂ (SO ₄) ₃	0,25 Н	-	0.0093 г/мл	10
55	H ₃ BO ₃	2 М	-	0.005 г/мл	14
56	Ba(OH) ₂	1 М	-	0,5 Н	6
57	КОН	2 Н	-	0,06 М	18
58	Na ₄ P ₂ O ₇	0,5 М	-	0,0025 г/мл	3
59	HNO ₃	2 М	-	0,01 М	5
60	KMnO ₄	1 М	-	0,03 М	17

Задача 5

Вычислить рН раствора протолита.

№	Раствор	Концентрация
61	а) NaOH	0,2 % [*]
	б) HNO ₂	0,03 М
62	а) LiOH	0,19 % [*]
	б) HCOOH	0,01 М
63	а) HBr	0,36 % [*]
	б) NH ₄ OH	0,1 М
64	а) HNO ₃	0,32 % [*]
	б) NH ₄ OH	1,75 % [*]
65	а) H ₂ SO ₄	0,4 % [*]
	б) C ₆ H ₅ COOH	2,44 г/л
66	а) NaOH	0,2 Н
	б) NH ₄ OH	0,01 М
67	а) KOH	0,5 Н
	б) HCOOH	1 % [*]
68	а) HCl	2 Н
	б) HNO ₂	1,23 г/л
69	а) HNO ₃	0,1 Н
	б) NH ₄ OH	0,15 М
70	а) H ₂ SO ₄	0,1 М
	б) CH ₃ COOH	0,02 М
71	а) KOH	2,8 % [*]
	б) HNO ₂	0,1 М
72	а) HCl	0,01 М
	б) HCN	0,2 М
73	а) LiOH	0,1 М
	б) HCOOH	0,01 М
74	а) NaOH	0,001 Н
	б) C ₆ H ₅ COOH	0,02 М
75	а) HBr	0,044 Н
	б) NH ₄ OH	0,5 М

Константы диссоциации слабых кислот и оснований взять из *табл. 2*.

^{*} Плотности растворов считать равными 1 г/см³.

Задача 6

Вычислить pH раствора гидролизующейся соли.

№	Раствор	Концентрация
76	CH ₃ COONa	0,05 М
77	NaNO ₂	0,15 М
78	KCN	0,1 М
79	C ₆ H ₅ COONa	0,2 н
80	KNO ₂	0,07 М
81	HCOOK	0,1 М
82	Na ₂ CO ₃	0,1 М
83	C ₆ H ₅ COOK	0,1 н
84	NaClO	0,1 М
85	HCOONa	0,1 М
86	NH ₄ Cl	0,15 М
87	CH ₃ COOK	0,01 н
88	CH ₃ COONa	0,25 н
89	KClO	0,03 н
90	KCN	0,04 н

Константы диссоциации слабых кислот и оснований взять из *табл. 2*.

Задача 7

Вычислить pH буферного раствора, полученного при сливании раствора № 1 с раствором № 2.

№	Раствор № 1	Раствор № 2
91	50 мл 0,5%-го * C ₆ H ₅ COOH	50 мл 0,5%-го * C ₆ H ₅ COONa
92	30 мл 0,05 М H ₂ CO ₃	70 мл 0,15 М Na ₂ CO ₃
93	40 мл 0,05%-го * C ₆ H ₅ COOH	110 мл 0,1%-го * C ₆ H ₅ COOK
94	10 мл 0,02 М HNO ₂	40 мл 0,05 М KNO ₂
95	60 мл 0,01 М CH ₃ COOH	40 мл 0,05 М CH ₃ COOK
96	10 мл 0,2 М HCl	20 мл 0,3 М KNO ₂
97	80 мл 0,1%-го * HNO ₂	120 мл 0,05%-го * KNO ₂
98	60 мл 0,03 М CH ₃ COOK	40 мл 0,02 М CH ₃ COOH
99	90 мл 0,05%-го * NH ₄ OH	110 мл 0,1%-го * NH ₄ Br
100	20 мл 0,2 М CH ₃ COOH	5 мл 0,3 М NaOH
101	10 мл 0,2 М HCl	20 мл 0,3 М NH ₄ OH
102	40 мл 0,02 М C ₆ H ₅ COOH	60 мл 0,03 C ₆ H ₅ COOK
103	30 мл 0,05%-го * C ₆ H ₅ COOH	30 мл 0,05%-го * C ₆ H ₅ COONa
104	10 мл 0,2 М CH ₃ COOH	5 мл 0,3 М CH ₃ COOK
105	70 мл 0,01 М NH ₄ Cl	30 мл 0,05 М NH ₄ OH

Константы диссоциации слабых кислот и оснований взять из *табл. 2*.

* Плотности растворов считать равными 1 г/см³.

Список литературы

1. Основы аналитической химии: в 2 кн. / Ю. А. Золотов и др. – М.: Академия. – 2012. – Т. 1. – 384 с.
2. Основы аналитической химии. Задачи и вопросы / под ред. Ю. А. Золотова. – М.: Высш. шк., 2002. – 413 с.
3. *Лебедева, М. И.* Аналитическая химия : сборник задач / М. И. Лебедева, И. В. Якунина. – Тамбов: Изд-во ФГБОУ ВПО «ТГТУ», 2012. – 96 с.
4. *Васильев, В. П.* Аналитическая химия: в 2 кн. / В. П. Васильев. – М.: Дрофа, 2005. – Кн. 1: Гравиметрический и титриметрический методы анализа. – 366 с.
5. *Кочергина, Л. А.* Сборник задач по аналитической химии / Л. А. Кочергина, Т. Д. Орлова, Р. П. Морозова. – Иваново: ИГХТУ, 2006. – 120 с.
6. *Дорохова, Е. Н.* Задачи и вопросы по аналитической химии / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Мир, 2001. – 267 с.