

Методические указания к выполнению практического занятия по теме «Растворы» для студентов лечебного, педиатрического и стоматологического факультетов.

Растворы имеют большое значение как в медицине. Растворами являются плазма крови, спинно-мозговая жидкость, лимфа и т.д. Лекарственные вещества эффективны лишь в растворенном состоянии в организме, все биохимические реакции протекают в растворах. В связи с этим необходимо определять концентрации веществ в различных биологических жидкостях и лекарственных препаратах. Для этого широко применяют метод титриметрического анализа, который изложен в следующей лекции.

Растворы - гомогенные (однородные) системы, состоящие из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия.

Вещества, составляющие раствор, называют компонентами реакции. Растворителем считают тот компонент, который в растворе находится в том же агрегатном состоянии, что и до растворения. Например, в водном растворе глюкозы (твердое вещество) растворителем является вода.

В лабораторной практике различают **концентрированные растворы** (содержание растворенного вещества соизмеримо с содержанием растворителя) и **разбавленные растворы** (содержание растворенного вещества мало по сравнению с содержанием растворителя).

Иногда растворы определяют как *дисперсные системы*. При этом растворитель, в котором распределено вещество, называется дисперсной средой, а частицы растворенного вещества - дисперсной фазой. По степени дисперсности различают:

Грубодисперсные системы (взвеси)	Коллоидные системы (кровь, лимфа, слюна, белки)	Истинные растворы (раствор соли в воде)
Размер частиц дисперсной фазы		
Больше 100 нм	1-100 нм	меньше 1 нм

Способы выражения концентрации растворов.

1.1. Способы выражения концентрации растворов.

I. ω [%]- массовая доля (процентная) концентрация, показывает сколько грамм растворённого вещества содержится в 100 г раствора и выражается формулой:

$$\omega = \frac{m(\text{вещ} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})} \cdot 100\%, \text{ где } m(\text{вещ} - \text{ва}) - \text{масса вещества,}$$

$m(\text{р} - \text{ра})$ – масса раствора, $m(\text{р} - \text{ра}) = m(\text{р} - \text{ля}) + m(\text{вещ} - \text{ва})$

$$m(\text{р} - \text{ра}) = V \cdot \rho$$

Пример: $\omega(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 10\%$. Это означает, что в 100 г раствора глюкозы содержится 10 г $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и 90 г H_2O .

II. C_m [моль/л или М] – молярная концентрация, показывает какое количество молей растворённого вещества содержится в одном литре раствора и выражается формулой:

$$C_i = \frac{n}{V},$$

где $n(\text{X})$ – количество молей растворённого вещ-ва, V – объём раствора в литрах.

Пример: 2М NaOH – двумолярный р-р NaOH. Это означает, что в 1 л данного раствора содержится 2 моля NaOH.

0,1М – децимолярный р-р, 0,01М – сантимольярный р-р, 0,001М – миллимольярный р-р.

III. C_N [моль-экв /л или N] – нормальная (эквивалентная) концентрация показывает количество эквивалентов растворённого вещества в одном литре раствора и выражается формулой: $\tilde{N}_N = \frac{n_v}{V}$,

где n_v – количество эквивалентов в-ва (X), V – объём раствора в литрах.

Пример: 0,1 N HCl – децинормальный р-р HCl. это означает, что в 1 л данного раствора содержится 0,1 эквивалента HCl.

IV. T. t – титрованная концентрация (титр) показывает сколько грамм растворённого вещества содержится в одном мл раствора и выражается формулой: $T = \frac{m(v - ea)}{V}$,

где m (в-ва) – масса вещества в г, V – объём р-ра в мл.

$$T = \frac{N \cdot MЭ(X)}{1000},$$

где N – нормальная концентрация, MЭ (X) – моль-эквивалент вещества (частиц) X.

Пример: T (H₂SO₄) = 0,05 г/мл. Это означает, что в 1 мл данного раствора содержится 0,05 г H₂SO₄.

1.2. Химический эквивалент.

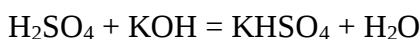
Эквивалентом вещества называется *такое количество его, которое взаимодействует с одним моль атомов водорода или замещает его в соединениях*. Обозначается Э (X) и выражается в молях.

Масса одного эквивалента вещества называется **эквивалентной массой** или моль-эквивалентом. Обозначается MЭ (X) и выражается в г/моль.

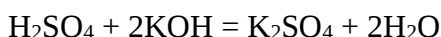
Эквивалент в большинстве случаев – величина переменная и определяется для каждой реакции.

Способы расчета MЭ:

$$1). \text{ MЭ кислоты} = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{число групп } H^+, \text{ замещенных на } OH^-},$$



$$MЭ(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{1} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г / моль}$$



$$MЭ(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г / моль}$$

$$2) \text{ MЭ основания} = \frac{M(\text{основания})}{\text{число групп } OH^-, \text{ замещенных на } H^+}$$

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

$$3). \text{МЭ соли} = \frac{M(\text{соли})}{\text{число атомов Me} \cdot \text{степень окисления Me}}$$

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{МЭ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль}$$

1.3. Закон эквивалентов и его следствия

И. Рихтер (1814) предложил закон эквивалентов: *Вещества взаимодействуют и получаются в массовых количествах прямо пропорционально их эквивалентам.*

Математическое выражение этого закона: $\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}$, где

m_1 и m_2 – массы веществ, $\mathcal{E}_1$ и $\mathcal{E}_2$ – эквиваленты веществ.

Пропорция не изменится, если поменять местами m_2 с $\mathcal{E}_1$, тогда получим:

$$\frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{m_2}{\mathcal{E}_2}, \quad \frac{m}{\mathcal{E}} = n, \text{ где } n - \text{ количество эквивалентов (моль-эквивалентов).}$$

Следствия: 1. Объёмы реагирующих растворов обратно пропорциональны их нормальным концентрациям: $\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1}$ или $V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$;

V_1, V_2 – объёмы реагирующих растворов,

N_1, N_2 – нормальные концентрации этих растворов.

2. Объёмы исходного и того же разбавленного растворов обратно пропорциональны их нормальным или молярным концентрациям:

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2; \quad V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2;$$

где M_1 и M_2 – молярные концентрации растворов.

$n_{\mathcal{E}} = V \cdot N$, $n_{\mathcal{E}}$ – количество моль-эквивалентов (МЭ), V – объём раствора в л, N – нормальная концентрация, мЭ/л.

1.4. Способы приготовления растворов.

Способы приготовления стандартных растворов.

Растворы с известной концентрацией, которые служат для определения концентрации других растворов, называются **стандартными** или **рабочими**. Это некоторые растворы кислот, щелочей, солей.

1. Метод точной навески. Предполагает работу с растворами, которые не меняют свою молекулярную массу и объём при взаимодействии с воздухом. К таким веществам относятся щавелевая кислота, сода, бура ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), бихромат калия и ряд других веществ. На аналитических (погрешность таких весов составляет 0,0002 г) весах точно взвешивают вещество и переносят в мерную колбу для растворения, доводят до метки растворителем (водой) и тщательно перемешивают.

Растворы точной навески можно приготовить лишь для немногих веществ. Эти вещества должны отвечать следующим требованиям:

- вещество должно быть чистым (без примесей)
- иметь постоянный состав (соответствовать определённой химической формуле)
- быть устойчивым как на воздухе, так и в растворе
- иметь достаточно высокую молекулярную массу.

Такие соединения называются **установочными**. К ним относятся: щавелевая кислота ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), тетраборат натрия (бура) ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), дихромат калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Для веществ, не удовлетворяющих требованиям, растворы готовят методом неточной навески или разбавлением.

2. Метод неточной или приблизительной навески. Предполагает работу с растворами, которые не соответствуют этим требованиям, например, меняют свою массу на воздухе, например, перманганат калия. Перед применением их в качестве стандартных растворов, необходимо оттитровать другим раствором с точно известной концентрацией.

3. Метод разбавления. Из раствора с точно известной концентрацией готовят разбавлением раствор другой концентрации. Концентрация полученного раствора зависит от концентрации исходного.

4. Фиксальный метод. Предполагает приготовление растворов из фиксаналов. Фиксанал - ампула с сухим веществом или раствором с точно известным количеством эквивалентов. Концентрацией. Фиксанал разбивают и переносят в колбу для растворения. Этот метод считается наиболее точным.

1.5. Решение задач на приготовление растворов с массовой концентрацией.

Задача 1. Приготовить 500 г раствора $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ с массовой долей равной 10% ?

Дано:

$$m(\text{р-ра } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 500 \text{ г}$$

$$\omega_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 10\%$$

$$\text{Найти: } m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение:

$$\omega = \frac{m(\text{вещ} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})} \cdot 100\%$$

1. Определяем массу $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ согласно

$$\text{формуле: } m(\text{в-ва}) = \frac{\omega \cdot m(\text{р} - \text{ра})}{100\%}$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{10 \cdot 500}{100} = 50 \text{ г}$$

2. Определяем массу воды согласно формуле:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р-ля}) + m(\text{вещ-ва}), m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{в-ва}),$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 - 50 = 450 \text{ г.}$$

Согласно формуле: $\rho = \frac{m}{V}$, где ρ – плотность раствора, m – масса раствора, V – объём раствора.

$$\text{Определяем } V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{450 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 450 \text{ мл.}$$

Ответ: чтобы приготовить 500 г раствора глюкозы с массовой долей 10%, необходимо отвесить на весах 50 г глюкозы, отмерить цилиндром 450 мл воды, поместить этот раствор в колбу и перемешать.

Задача 2. Приготовить 800 мл раствора NaCl с массовой долей равной 12% и плотностью равной 1,1 г/мл?

Дано:

Решение:

$$V(\text{р-ра}) = 800 \text{ мл}$$

$$\omega = \frac{m(\text{вещ} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})} \cdot 100\%$$

$$\omega \text{ NaCl} = 12 \%$$

$$\rho = 1,1 \text{ г/мл}$$

1. Определяем массу р-ра NaCl согласно

$$\text{формуле: } m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho = 800 \text{ мл} \cdot 1,1 \text{ г/мл} = 880 \text{ г}$$

Найти: $m(\text{NaCl}) = ?$

$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

2. Определяем массу NaCl согласно формуле: $m(\text{в-ва}) = \frac{\omega \cdot m(p - pa)}{100\%}$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{12 \cdot 880}{100} = 105,6 \text{ г}$$

3. Определяем массу воды согласно формуле:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{в-ва}), \text{ , } m(\text{H}_2\text{O}) = 880 - 105,6 = 774,4 \text{ г или } 774,4 \text{ мл, т.к. плотность воды равна } 1 \text{ г/мл.}$$

Ответ: для приготовления 800 мл раствора хлорида натрия с массовой долей равной 12 %, необходимо отвесить на весах 105,6 г NaCl, отмерить мерным цилиндром 774,4 мл воды, поместить раствор в колбу и перемешать.

Задача 3 Приготовить 100 г р-ра MgSO_4 с $\omega = 2 \%$ из р-ра MgSO_4 с $\omega = 10 \%$?

Дано:

Решение:

$$\omega_1(\text{MgSO}_4) = 10 \%$$

$$\omega = \frac{m(\text{веш} - \text{ва})}{m(p - pa)} \cdot 100\%$$

$$m_2(\text{MgSO}_4) \text{ р-ра} = 100 \text{ г}$$

$$\rho = 1,1 \text{ г/мл}$$

1. Определяем массу чистого MgSO_4 содержащегося в 100 г 2 % р-ра MgSO_4

$$\text{Найти: } m_1(\text{MgSO}_4) = ? \quad m(\text{в-ва}) = \frac{\omega \cdot m(p - pa)}{100\%},$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$m(\text{MgSO}_4) = \frac{2 \cdot 100}{100} = 2 \text{ г}$$

2. Определяем массу р-ра MgSO_4 (исходного) с $\omega = 10 \%$ содержащего 2 г чистого MgSO_4

$$m_{p-pa} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{\omega}, \quad m_1(\text{MgSO}_4) = \frac{2 \cdot 100}{10} = 20 \text{ г}$$

3. Определяем объём исходного (первого) р-ра MgSO_4 с $\omega = 10 \%$

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{p-pa}}{\rho}, \quad V_{\text{р-ра}}(\text{MgSO}_4) = \frac{20}{1,1} \approx 18,2 \text{ мл}$$

4. Определяем массу H_2O , которая необходима для разбавления исходного раствора MgSO_4 .

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 20 = 80 \text{ г или для чистой воды } 80 \text{ мл.}$$

Ответ: для приготовления 100 г раствора MgSO_4 с массовой долей равной

2 % из раствора MgSO_4 с массовой долей 10 % и $\rho = 1,1 \text{ г/мл}$, необходимо отмерить из бюретки или пипетки 18,2 мл 10 % р-ра MgSO_4 , поместить их в колбу, добавить туда цилиндром 80 мл воды и перемешать.

В объемном анализе применяется специальная мерная посуда: бюретки, пипетки и мерные колбы.

Бюретки. Это градуированные стеклянные трубки, приспособленные для отмеривания растворов небольшими порциями или отдельными каплями. Бюретка укрепляется вертикально в штативе, и отсчет делений ведется сверху вниз. Нижняя часть бюретки сужена и соединяется короткой резиновой трубкой с тонким стеклянным носиком. Бюретки изготавливаются объемом от 1 до 50мл. Раствор заливают в бюретку через воронку.

Пипетки. Это специальные стеклянные трубки, предназначенные для отмеривания и переноса заданного объема раствора из одного сосуда в другой. При выливании раствора из пипетки, наполненной до метки, объем раствора в точности соответствует маркировке. Наполнение пипетки производят всасыванием раствора резиновой грушей, плотно приставленной к верхнему концу пипетки. Пипетки изготавливаются различных объемов: от 0,1 до 10мл.

Мерные колбы. Это колбы с длинным узким горлышком, на котором наносится кольцевая метка. На колбе указывается объем, который реализуется при наполнении колбы до метки. Объем мерной колбы составляет 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000 или 2000мл.

Мерные цилиндры. В объемном анализе они используются для приблизительного измерения объемов некоторых вспомогательных растворов или воды и имеют второстепенное значение при необходимости измерения объемов меньшей точности.

Упражнения и ситуационные задачи.

1. В медицинской практике используются растворы с точной концентрацией, поэтому для приготовления растворов с нормальной концентрацией необходимо рассчитывать эквивалентные массы кислот, оснований и солей. Рассчитайте МЭ H_3PO_4 в реакциях с KOH ; МЭ $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакциях с HNO_3 ; МЭ солей $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$, NaHCO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.
2. При конъюнктивитах применяют в виде глазных капель раствор сульфата цинка. Рассчитайте сколько грамм сульфата цинка и воды необходимо для приготовления 25 мл 0,25% раствора ($\rho = 1,02 \text{ г/мл}$)?
3. При обезвоживании организма внутривенно вводится 5% раствор глюкозы. Рассчитайте как приготовить 400 г 5 % раствора глюкозы из раствора с массовой долей 15 % ?
4. Для обтирания и компрессов применяют этиловый спирт. Как приготовить 300 мл 40 % раствора спирта из 96 %? ($\rho = 0,8 \text{ г/мл}$).
5. Для местной анестезии применяется 2% раствор новокаина Как приготовить 600 г 2 % раствора новокаина из раствора с массовой долей 10 % ?
6. Для промывания при уретритах и вагинитах как антисептическое средство применяется 0,25 % раствор медного купороса. Рассчитайте сколько грамм $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и воды потребуется для приготовления 200 г 0,25 % раствора CuSO_4 , рассчитанного на безводную соль.
7. При кожной практике для обработки эрозий, трещин, избыточных грануляциях используют 0,05% раствор AgNO_3 Какую массу AgNO_3 надо растворить в 250 г H_2O для получения 0,05 % раствора?

Вопросы для самоконтроля

1. Раствор как гомогенная система. Растворитель, растворённое вещество. Концентрированные и разбавленные растворы.
2. Классификация растворов.
3. Количественный состав раствора как одна из главных характеристик раствора.
4. Роль воды и растворов в жизнедеятельности.
5. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля вещества в растворе, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента (или нормальная концентрация), массовая концентрация (или титр).
6. Химический эквивалент, закон эквивалентов.

7. Эквивалентная масса вещества, её связь с молярной массой, фактор эквивалентности. Правила расчёта фактора эквивалентности для различных классов неорганических соединений.
8. Изменения эквивалента вещества (эквивалентной массы) в зависимости от реакций, в которых участвует вещество.
9. Способы приготовления растворов: метод точной и неточной навески, метод разбавления и приготовление растворов из фиксанала.
10. Стандартные растворы. Требования, предъявляемые к веществам из которых готовят первичные стандарты. Привести примеры веществ растворы которых готовят методом точной и неточной навески.

Тесты для самоконтроля

1. Выражение $\omega(\text{CaCl}_2) = 5\%$ означает:
 - а) 5 г CaCl_2 растворено в 95 г H_2O ,
 - б) 5 г CaCl_2 растворено в 100 г H_2O ,
 - в) 5 г CaCl_2 растворено в 1000 г H_2O .
 - г) 5 г CaCl_2 растворено в 100 г раствора
2. Эквивалентная масса меди в соединении CuSO_4 равна:
 - а) 80,0 г/моль,
 - б) 31,75 г/моль,
 - в) 79,5 г/моль,
 - г) 16 г/моль.
3. Укажите истинный раствор:
 - а) мел + вода,
 - б) вода + поваренная соль,
 - в) вода + глина,
 - г) вода + масло.
4. Молярная концентрация показывает:
 - а) сколько г растворенного вещества содержится в 100 г воды;
 - б) сколько молей растворенного вещества содержится в 1 л раствора;
 - в) сколько моль-экв растворенного вещества содержится в 100 мл раствора;
 - г) сколько мл растворенного вещества содержится в 1000 мл раствора.
5. Эквивалентную массу щавелевой кислоты, вступающей в реакцию с гидроксидом натрия, рассчитывают по следующей формуле:
 - а) $M_{\text{Экв}} = 2M$,
 - б) $M_{\text{Экв}} = M/2$,
 - в) $M_{\text{Экв}} = M/4$,
 - г) $M_{\text{Экв}} = M/n$.
6. Нормальная концентрация – это количество моль вещества, растворенного в:
 - а) 1 л раствора,
 - б) 1 л растворителя,
 - в) 100 г растворителя,
 - г) 100 г раствора.
7. Титр показывает сколько:
 - а) г вещества содержится в 1000 мл раствора,
 - б) г вещества содержится в 1 мл раствора,
 - в) г вещества содержится в 100 г раствора.
 - г) г вещества содержится в 1000 мл воды
8. Приведите основную формулу для определения концентраций в объемном анализе.
 - а) $C_1 V_2 = C_2 V_1$,
 - б) $C_1 V_1 = C_2 V_2$,
 - в) $C_{N_1} V_2 = C_{M_2} V_1$
9. Масса хлорида натрия количеством вещества 0,8 моль равна:

- а) 58,5 г,
б) 46,8 г,
в) 29,25 г.
г) 56,25 г.
10. Массовая доля показывает количество:
а) моль-экв/л;
б) г растворенного вещества на 100 г воды;
в) 1 моль вещества в 1 л раствора;
г) г растворенного вещества в 100 г раствора.
11. Эквивалент $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ равен:
а) 188 г/моль; б) 171 г/моль; в) 94 г/моль; г) 114 г/моль.
12. Массовая доля метилового спирта в растворе, содержащем 60 г спирта и 40 г воды равна:
а) 2, б) 0,6, в) 1,5, г) 0,5.
13. При полной нейтрализации H_3PO_4 её эквивалент равен:
а) 49 г/моль, б) 98 г/моль, в) 32,6 г/моль, г) 196 г/моль.
14. Методом точной навески можно приготовить раствор:
а) Na_2CO_3 , б) HCl , в) H_2SO_4 , г) KOH .
15. Выражение 0,1N p-p KMnO_4 означает:
а) 0,1 моль-эквивалента KMnO_4 растворено в 1 л раствора,
б) 0,1 моль KMnO_4 растворено в 1 л раствора,
в) 0,1 моль-экв. растворено в 1 л растворителя,
г) 0,1 моль KMnO_4 растворено в 1000 мл воды.
16. Стандартный раствор – это раствор:
а) концентрация которого неизвестна,
б) концентрация которого известна,
в) раствор, который получился при титровании 2-х других растворов,
г) раствор при титровании которого выпадает осадок.
17. При острых кишечных инфекциях в кровь вводят 0,89% раствор хлорида натрия. Масса соли, введенная в организм при вливании 400 мл этого раствора равна ($\rho = 1$ г/мл):
а) 35,6 г б) 0,356 г в) 3,56 г г) 3,6 г
18. При растворении 30 г гидроксида натрия в 100 г H_2O массовая доля его будет равна:
а) 0,23, б) 0,4, в) 0,17, г) 0,01.
19. Адреналин обладает сосудосуживающим действием. Его терапевтическая доза составляет 0,5 мл 0,1% раствора, $\rho = 1,0$ г/мл, масса адреналина, содержащаяся в этом растворе равна:
а) 0,5 г б) 0,0005 г в) 0,005 г г) 0,1 г
20. При конъюнктивитах в виде глазных капель применяют раствор сульфата цинка. Массы сульфата цинка и воды необходимые для приготовления 25 мл 0,25% раствора ($\rho = 1,02$ г/мл) равны:
а) 6,372 и 19,128 б) 6,0 19 в) 6,25 и 18,75 г) 7 и 18

Литература

ЛИТЕРАТУРА ОСНОВНАЯ

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для медицинских вузов. /Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд и другие. Под ред. Ю.А. Ершова, 8 изд., 560 с. – М.: Высш. Шк., 2010.
- 2.

Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебное пособие для студентов медицинских вузов. (Ред. В.А. Попков).- М., Высшая Школа, 4 изд., 239 с., 2008 г.

3. Сборник задач и упражнений по общей химии. Учебное пособие. (С.А.Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова). М: Высшая школа, 4 изд., 255с., 2010г.

ЛИТЕРАТУРА ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ

1. Общая химия. Учебник для медицинских вузов. (В.А. Попков, С.А. Пузаков), 976с.- ГЭОТАР Медиа, 2007г.