

Занятие № 4

Тема: Буферные системы и их роль в организме человека

1. Теория

1. Буферные растворы и буферные системы: определение, состав, классификация.
2. Уравнения Гендерсона-Гассельбаха для расчета рН буферных систем.
3. Механизм действия буферных систем при добавлении кислоты и щелочи (на примере ацетатной, аммиачной и белковой буферных систем), разбавлении водой.
4. Буферная емкость: определение, расчетные формулы, факторы. Зона буферного действия: определение, объяснение, примеры.
5. Буферные системы крови: состав, распределение в плазме и эритроцитах, механизм действия гидрокарбонатной, фосфатной, белковой буферных систем в избытке кислот и оснований, рН крови в норме, рН артериальной и венозной крови.
6. Механизм буферного действия системы гемоглобин-оксигемоглобин в легких и периферических тканях.
7. Понятие о кислотно-основном состоянии организма: определение, механизмы, регуляция, значение для процессов жизнедеятельности, щелочной резерв крови (% ммоль/л).
8. Коррекция КОС при его нарушениях (с помощью веществ кислотного или основного характера).

2. Задачи

1. В состав крови входит буферная система, состоящая из двух анионов.
Приведите формулы её составных частей.
Назовите эту буферную систему.
Классифицируйте её по составу и природе компонентов.
Укажите зону буферного действия.
Напишите уравнения реакций, отражающих механизм действия (ионная форма).
2. Аммиачная буферная система состоит из двух составных частей.
Классифицируйте её по составу и природе компонентов.
Укажите интервал значений рН, внутри которого эта система обладает буферной емкостью.
Напишите уравнения реакций, отражающих механизм её действия (ионная форма).
Объясните, почему аммиачная буферная система не входит в состав крови.
3. В 200 мл фосфатного буферного раствора содержится 0,8 моль кислотного компонента и 1,6 моль солевого компонента.
Установите рН буферного раствора.
Объясните, входит ли рассчитанное значение рН в зону буферного действия.
 $K_{и}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 6,2 \cdot 10^{-8}$ моль/л; $\lg 2 = 0,3$; $\lg 6,2 = 0,79$.
Классифицируйте буферную систему по составу и природе компонентов.
Укажите биороль фосфатного буфера.
4. Рассчитайте изменение рН аммиачной буферной системы при увеличении концентрации основного компонента в 10 раз.

5. $V_{\text{щ}}$ ацетатного буферного раствора равна 0,05 моль/л.
Рассчитайте объем (мл) 0,2 М раствора NaOH, который необходимо добавить к 50 мл буферного раствора, чтобы изменить его pH от 4,1 до 5,2.
6. Концентрация ионов водорода в крови больного равняется $2,46 \cdot 10^{-8}$ моль/л.
Рассчитайте pH крови ($\lg 2,46 = 0,39$).
Назовите состояние, возникающее при данном нарушении КОС.
Укажите, чем характеризуется это состояние с точки зрения протолитического гомеостаза.
Предложите возможный вариант коррекции КОС с помощью веществ кислотного или основного характера.
Объясните, в результате чего происходит нормализация $[H^+]$.
Подтвердите Ваше предположение соответствующим уравнением реакции.

Примечания:

1. Все задачи оформляются в отдельной тетради (для обязательной самостоятельной внеаудиторной работы).
2. Ход выполнения самостоятельной работы контролируется преподавателем.
3. Контроль знаний осуществляется на занятии (2, 3, 4, 5), на рубежном контроле (задачи 4, 5) и на экзамене (1, 2, 3, 6).

3. Лабораторные работы

1. ПРИГОТОВЛЕНИЕ БУФЕРНЫХ РАСТВОРОВ

Цель работы: Освоить методику приготовления буферных растворов. Установить зависимость pH буферных растворов от различных факторов.

Теоретическая часть.

Буферными называются растворы, достаточно стойко поддерживающие на постоянном уровне концентрацию ионов H^+ , и, следовательно, pH при добавлении к ним небольших количеств щелочей и сильных кислот, а также при разбавлении.

Буферные растворы препятствуют изменению концентрации ионов H^+ только в определённом интервале значений pH, который называется зоной буферного действия.

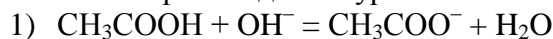
Компоненты буферного раствора, противодействующие изменению pH, называются буферной системой.

Пример:

Ацетатный буферный раствор состоит из уксусной кислоты, ацетата натрия и воды.

Ацетатная буферная система состоит из уксусной кислоты и ацетат-аниона.

Нейтрализация щелочей и сильных кислот происходит по уравнениям:



pH кислотных буферных растворов рассчитывается по уравнению Гендерсона–Гассельбаха, которое имеет два варианта:

$$a) \text{pH} = \text{pK}_k + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{к} - \text{та}]}$$

$$б) \text{pH} = \text{pK}_k - \lg \frac{[\text{к} - \text{та}]}{[\text{соль}]}$$

Если компоненты буферного раствора имеют одинаковые молярные концентрации эквивалентов, то уравнение Гендерсона–Гассельбаха примет следующий вид:

$$в) \text{ рН} = \text{рК}_к + \lg \frac{V_c}{V_k}.$$

Уравнение Гендерсона–Гассельбаха используется для приготовления буферных растворов.

Ход работы: В семь пробирок одинакового диаметра налейте 0,2 молярные растворы уксусной кислоты и ацетата натрия в объемах указанных в таблице 1.

Таблица 1							
№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7
СН ₃ СООН, мл	9	7	5	3	1	0,5	0,2
СН ₃ СООНа, мл	1	3	5	7	9	9,5	9,8
Цвет индикатора							
рН по индикатору							
Расчётное значение рН							

Прибавьте во все пробирки по 3 капли индикатора метилового красного. Встряхните каждую пробирку таким образом, чтобы произошло равномерное распределение окраски раствора по всему объёму. Окраску буферных растворов отметьте в таблице. Пользуясь таблицей 2, найдите значение рН для каждого раствора.

Таблица 2. Цвет индикатора метилового красного при различных значениях рН						
рН	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5
Цвет	Красный	Оранжево-красный	Оранжевый	Оранжево-желтый	Желтый	Лимонно-желтый

Рассчитайте значения рН в каждой из семи пробирок, используя уравнение Гендерсона–Гассельбаха.

Укажите зону буферного действия ацетатной буферной системы.

Объясните, почему в 5-й, 6-й и 7-й пробирках индикатор метиловый красный имеет один и тот же цвет.

Примечания:

K_k (СН₃СООН) = $1,85 \cdot 10^{-5}$; $\lg 1,85 = 0,27$; $\lg 3 = 0,48$; $\lg 5 = 0,70$; $\lg 7 = 0,85$; $\lg 9 = 0,95$; $\lg 19 = 1,28$; $\lg 49 = 1,69$.

Вывод:

Укажите факторы, влияющие на рН буферного раствора.

2. ВЛИЯНИЕ РАЗБАВЛЕНИЯ НА рН БУФЕРНОГО РАСТВОРА

Цель работы: Установить зависимость рН буферного раствора от разбавления его водой.

Ход работы. В пробирке приготовьте буферный раствор, состоящий из 5 мл 0,2 М раствора СН₃СООН и 5 мл 0,2 М раствора СН₃СООНа. 2 мл этого раствора перенесите в другую пробирку, в которую добавьте 6 мл воды. В третью пробирку налейте 2 мл 0,2 М раствора уксусной кислоты и также добавьте 6 мл воды. Во все три пробирки прилейте по 2 капли индикатора метилового оранжевого. Встряхните каждую пробирку таким образом, чтобы произошло равномерное распределение окраски раствора по всему объёму. Сравните окраску растворов. Результаты внесите в таблицу.

№ пробирки	Исходные реактивы	Объем исходных реактивов, мл	Объем добавляемой воды, мл	Индикатор	Окраска раствора
1	CH ₃ COOH+ CH ₃ COONa	8	-	Метиловый красный	
2	CH ₃ COOH+ CH ₃ COONa	2	6	Метиловый красный	
3	CH ₃ COOH	2	6	Метиловый красный	

Объясните изменение pH раствора уксусной кислоты при разбавлении.

Вывод:

Объясните постоянство pH буферных растворов, используя уравнение Гендерсона-Гассельбаха.

3. ВЛИЯНИЕ КИСЛОТЫ И ЩЕЛОЧИ НА pH БУФЕРНОГО РАСТВОРА.

Цель работы: Изучить влияние кислоты и щелочи на pH буферного раствора.

Теоретическая часть.

При добавлении сильной кислоты к кислотному буферному раствору в реакцию вступает солевой компонент. При этом сильная кислота превращается в эквивалентное количество слабой кислоты, являющейся компонентом буферной системы.

При добавлении щелочи к кислотному буферному раствору срабатывает кислотный компонент, при этом щёлочь превращается в эквивалентное количество воды, являющейся слабым электролитом.

В результате концентрация ионов H⁺ и OH⁻ изменяется незначительно и pH практически не меняется.

Ход работы: В трех пробирках приготовьте по 10 мл ацетатного буферного раствора. Для этого добавьте 5 мл 0,2 М раствора уксусной кислоты к 5 мл 0,2 М раствора ацетата натрия. В первую пробирку прибавьте 5 капель 0,1 М раствора соляной кислоты, во вторую – 5 капель 0,1 М раствора едкого натра, в третью – 5 капель воды. Во все пробирки внесите по 2 капли индикатора метилового красного. Встряхните каждую пробирку таким образом, чтобы произошло равномерное распределение окраски раствора по всему объёму. Сравните окраску растворов. Результаты впишите в таблицу.

№ пробирки	Исследуемый раствор	Добавляемый реактив	Индикатор	Окраска раствора
1	Ацетатная БС	HCl	Метиловый красный	
2	Ацетатная БС	NaOH	Метиловый красный	
3	Ацетатная БС	H ₂ O	Метиловый красный	

Результаты:

Напишите уравнения реакций (молекулярная и ионная формы).

Объясните механизм действия ацетатной буферной системы.

Вывод:

Объясните полученные результаты, используя понятие «зона буферного действия».

4. Литература

1. Ершов Ю. А, Попков А. А., Берлянд А. С. и др. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Под. ред. Ю.А. Ершова – М.: Высшая школа, 1993. С. 108-119.
2. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. М.: Высшая школа, 1975, ч. 1, гл. V, с. 90-100.
3. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М.: Высшая школа, 1989, с. 151-160.

Сводные вопросы к контролю модуля № 1
«Основные закономерности протекания химических реакций в жидких средах организма»

1. Теория

1. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Рауля: формулировки, расчетные формулы.
2. Следствие из закона Рауля: понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора.
3. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для неэлектролитов: вывод, формулировка.
4. Расчет энтропии веществ в различных процессах (изотермический, изобарный, изохорный), стандартная энтропия, расчет ΔS химической реакции.
5. Энергия Гиббса. Уравнение Гиббса. ΔG как критерий самопроизвольного протекания изобарно-изотермических процессов.
6. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (закон действующих масс).
7. Зависимость скорости реакции от температуры: правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса.
8. Прогнозирование смещения химического равновесия (принцип Ле-Шателье).
9. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха для расчета рН кислотных и основных буферных систем.
10. Механизм действия буферных систем при добавлении кислоты и щелочи (на примере ацетатной, аммиачной и белковой), разбавлении водой.

2. Задачи

1. Раствор содержит 9 г фруктозы в 100 г воды.
Рассчитайте моляльность и температуру кипения раствора. $K_f(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$ кг·К/моль.
2. Раствор, содержащий 43 г неэлектролита в 500 мл воды, замерзает при $t = -1,36$ °С.
Рассчитайте относительную молекулярную массу растворенного вещества. $K_f(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ кг·К/моль.

3. Рассчитайте ΔS°_{298} реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$, если:
- $$S^{\circ}_{298}(\text{NO}, \text{г}) = 210,6 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К},$$
- $$S^{\circ}_{298}(\text{O}_2, \text{г}) = 205 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К},$$
- $$S^{\circ}_{298}(\text{NO}_2, \text{г}) = 240,2 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}.$$
4. Определите ΔG°_{298} реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} = 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$, если:
- $$\Delta G^{\circ}_{298}(\text{Fe}_3\text{O}_4) = -1014 \text{ кДж/моль},$$
- $$\Delta G^{\circ}_{298}(\text{CO}) = -137,2 \text{ кДж/моль},$$
- $$\Delta G^{\circ}_{298}(\text{CO}_2) = -394 \text{ кДж/моль}.$$
- Установите возможность самопроизвольного протекания процесса в стандартных условиях.
5. Рассчитайте изменение скорости реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ при разбавлении смеси реагирующих веществ в 3 раза.
6. Объясните влияние температуры на равновесное состояние обратимой реакции:
- $$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} \quad \Delta H_p = 180,7 \text{ кДж}.$$
7. Объясните влияние давления на равновесное состояние обратимых реакций:
- 1) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$,
 - 2) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$.
8. Объясните влияние повышения концентрации СО на смещение равновесия реакций:
- 1) $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2 - 27 \text{ ккал}$,
 - 2) $2\text{CO} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{C} + 41 \text{ ккал}$.
9. Рассчитайте изменение рН аммиачной буферной системы при увеличении концентрации основного компонента в 10 раз.
10. $V_{\text{щ}}$ ацетатного буферного раствора равна 0,05 моль/л.
Рассчитайте объем (мл) 0,2 М раствора NaOH, который необходимо добавить к 50 мл буферного раствора, чтобы изменить его рН от 4,1 до 5,2.

3. Литература

1. Ершов Ю. А., Попков А. А., Берлянд А. С. и др. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Под. ред. Ю.А. Ершова – М.: Высшая школа, 1993. – 560 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия. 1979 и далее.
3. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. М.: Высшая школа, 1975. – 254 с.
4. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.