

Занятие № 6

Тема: Буферные системы: классификация, состав, свойства.

Цель: Сформировать знания состава, свойств и механизмов действия буферных систем организма для понимания их биологической роли.

Значимость темы: Постоянство реакции среды живых организмов обеспечивается прежде всего наличием пяти кислотных буферных систем: гидрокарбонатной, фосфатной, белковой, гемоглобиновой и оксигемоглобиновой (система гемоглобин-оксигемоглобин).

Исходный уровень.

1. Химическое равновесие и прогнозирование его смещения. Принцип Ле-Шателье.
2. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды.
3. Водородный и гидроксидный показатели. Соотношение между $[H^+]$ и $[OH^-]$, рН и рОН.
4. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации слабого электролита.

Содержание занятия.

Вопросы для рассмотрения:

1. Буферные системы: определение, состав, классификация.
2. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха для расчета рН кислотных и основных буферных систем.
3. Механизм действия буферных систем при добавлении кислоты и щелочи (на примере ацетатной, аммиачной и белковой), разбавлении водой.
4. Буферная емкость и факторы на нее влияющие. Зона буферного действия.

Задачи

1. *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.
2. К 7 мл 0,2 М раствора гидроксида аммония добавили 3 мл хлорида аммония той же концентрации.
Укажите название полученного буферного раствора.
Рассчитайте его рН.
Определите цвет метилового красного в данном буфере, учитывая, что зона перемены окраски индикатора равна, рН: 4,2 – 6,3.
 $K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $\lg 1,8 = 0,25$; $\lg 3 = 0,48$; $\lg 7 = 0,85$.
3. Рассчитайте изменение рН фосфатной буферной системы при уменьшении концентрации кислотного компонента в 20 раз ($\lg 20 = 1,3$).
4. *Рассчитайте изменение рН аммиачной буферной системы при увеличении концентрации основного компонента в 10 раз.

Примечание: Задачи, отмеченные звездочкой, необязательны для решения (бонусные).

Лабораторная работа

Опыт № 1. Приготовление буферных растворов

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

Теоретическая часть.

Буферными называются растворы, достаточно стойко поддерживающие на постоянном уровне концентрацию ионов H^+ , а, следовательно, рН 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 рН, который называется зоной буферного действия.

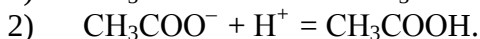
Компоненты буферного раствора, противодействующие изменению рН, называются буферной системой.

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:



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

$$a) \quad pH = pK_{\kappa} + \lg \frac{[сопь]}{[к - та]}$$

$$б) \quad pH = pK_{\kappa} - \lg \frac{[к - та]}{[сопь]}$$

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

$$в) \quad pH = pK_{\kappa} + \lg \frac{V_c}{V_{\kappa}}.$$

Уравнение Гендерсона–Гассельбаха используется для приготовления буферных растворов.

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

Таблица 1							
№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7
CH ₃ COOH, мл	9	7	5	3	1	0,5	0,2
CH ₃ COONa, 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 в зоне?? перемены окраски						
рН	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5
Цвет	Красный	Оранжево-	Оранжевый	Оранжево-	Желтый	Лимонно-

		красный		желтый		желтый
--	--	---------	--	--------	--	--------

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

Укажите зону буферного действия ацетатной буферной системы.

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

Примечания:

$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,85 \cdot 10^{-5}$; $\lg 1,85 = 0,27$; $\lg 3 = 0,48$; $\lg 5 = 0,70$; $\lg 7 = 0,85$; $\lg 9 = 0,95$; $\lg 19 = 1,28$; $\lg 49 = 1,69$.

Вывод:

Укажите факторы, влияющие на pH буферного раствора.

Рекомендуемая литература:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для вузов / Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд; Под. ред. Ю.А. Ершова. – 10-е изд., перераб. и доп. – М.: Изд-во Юрайт, 2014. – 560 с. – Серия: Бакалавр. Базовый курс.
2. 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.
3. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. М.: Высшая школа, 1975, ч. 1, гл. V, с. 90-100.
4. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М.: Высшая школа, 1989, с. 151-160.