

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

Тема: **Свойства белков**
(цветные реакции на белки, осаждение белков)

Белки – полимерные соединения, построенные из аминокислот, которые соединены между собой пептидными связями. В состав аминокислот, производных карбоновых кислот, входят функциональные группы: карбоксильная - COOH ; аминогруппа - NH_2 ; различные радикалы. Радикалы могут содержать тиометильную группу - CH_3 (метионин), гидроксильную - OH (тирозин, треонин), сульфгидрильную - SH (цистеин).

Ряд химических реактивов специфически взаимодействуют с функциональными группами аминокислот, в результате чего развивается специфическое окрашивание. Такие реакции называются **цветными реакциями**.

Цель работы: провести цветные реакции с двумя растворами, один из которых содержит овальбумин (яичный белок), а другой – желатин. Овальбумин содержит 20 аминокислот, а желатин – только 17. Определить в каком растворе – овальбумин, а в каком – желатин.

Выполнение работы

Реакция	№ пробы	Ход работы	Окраска	Чем обусловлена
Биуретовая	1.	Раствор – 10 капель, 10 кап. 10% р-ра		
	2.	NaOH 2 капли 1% р-ра CuSO ₄		
Реакция Фоля	1.	Раствор - 10 капель, 10 капель 30% р-ра		
	2.	NaOH 2 капли 5% р-ра (H ₂ SO ₄), нагревают		

Ксантопротеиновая	1.	Раствор – 10 капель, 6 капель конц. HNO_3 , осторожно нагревают		
	2.			

2. Реакции осаждения и денатурации белков

Для осаждения белка нужно лишить его стабилизирующих факторов структуру: снять заряд, удалить гидратную оболочку или разрушить третичную структуру (вызвать денатурацию), используя различные химические реагенты или нагревание. Реакции осаждения белков используют для экспресс-обнаружения белка в биологических жидкостях (например, в моче), при разделении белковых фракций в процессе выделения и очистки белков.

Выполнение

№	Реакция Осаждения белка	Ход работы	Наблюдение	Чем обусловлена
1	Нагреванием	В пробирку вносят 10 капель раствора яичного белка, нагревают		
2	Солями тяжелых металлов ($CuSO_4$)	В пробирку вносят 10 капель р-ра белка 2 капли 7 % р-ра $CuSO_4$, перемешивают		
3	Солями тяжелых металлов ($AgNO_3$)	В пробирку вносят 10 капель р-ра белка, 4 капли 1 р-ра $AgNO_3$, перемешивают		
4	Органическими растворителями (ацетон)	В пробирку вносят 10 капель р-ра белка и добавляют 20 капель ацетона, перемешивают		

Сформулировать выводы.

Лабораторная работа

Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: ознакомление с особенностями протекания окислительно-восстановительных реакций, получение навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций и подбора коэффициентов в уравнениях.

Краткие теоретические сведения.

Окислительно-восстановительными реакциями называются такие реакции, в которых происходит перенос (полный или частичный) электронов от одних молекул (атомов, ионов) к другим. При протекании таких реакций одни вещества отдают электроны – это восстановители, другие принимают электроны – это окислители.

В результате процессов отдачи или принятия электронов происходит изменение степеней окисления атомов, входящих в молекулы окислителя и восстановителя.

Степень окисления – это условный заряд атома, который атом приобретает в случае принятия или отдачи валентных электронов. Степень окисления может быть нулевой (O_2), может быть положительной (у атома азота в молекуле NO_2), и иметь отрицательное значение (у атома азота в молекуле NH_3).

Подбор коэффициентов в уравнениях реакций может быть осуществлен одним из методов: метод электронного баланса или метод полуреакций. Они основаны на том, что общее число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, принимаемых окислителем.

Задание на лабораторную работу:

1. Ознакомиться с основными понятиями окислительно-восстановительных реакций. Освоить порядок составления уравнений таких реакций и методы подбора коэффициентов при реагентах, участвующих в реакциях.
2. Прodelать опыты, составить уравнения и расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса. Сравнить окислительно-восстановительные потенциалы окислителя и восстановителя каждой реакции и проанализировать возможность и полноту протекания реакций.

Описание лабораторного оборудования: пробирки, цилиндры, емкости с растворами.

Методические указания к выполнению лабораторной работы.

Опыт 1: «Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций».

а) Налейте в первую пробирку несколько капель подкисленного раствора перманганата калия ($KMnO_4 + H_2SO_4$). Добавляйте по каплям раствор сульфита натрия (Na_2SO_3) до полного исчезновения окраски.

б) Во вторую пробирку налейте несколько капель нейтрального раствора перманганата калия ($KMnO_4$ водный). Добавьте приблизительно такое же количество раствора сульфита натрия (Na_2SO_3). Как меняется цвет раствора? Какое вещество выпадает в осадок?

в) В третью пробирку налейте несколько капель нейтрального раствора перманганата калия ($KMnO_4$ водный) и прибавьте несколько капель раствора

щелочи. К полученному щелочному раствору перманганата калия добавьте приблизительно такое же количество раствора сульфита натрия (Na_2SO_3).

Напишите уравнения всех трех реакций. Сделайте вывод о характере восстановления KMnO_4 в зависимости от среды.

Опыт 2: В пробирку налейте несколько капель раствора хлорида железа трехвалентного (FeCl_3). Добавьте в пробирку раствор иодида калия (KI). Для доказательства образования молекулярного иода (I_2) добавьте в пробирку несколько капель раствора крахмала. Что происходит?

Опыт 3: В пробирку налейте несколько капель подкисленного раствора KMnO_4 . Прилейте приблизительно такое же количество раствора KI . Что происходит в ходе протекания реакции? Для доказательства образования молекулярного иода (I_2) добавьте в пробирку несколько капель раствора крахмала. Как изменился цвет раствора?

Опыт 4: В пробирку налейте несколько капель подкисленного раствора KMnO_4 . Прилейте приблизительно такое же количество раствора сульфата железа двухвалентного (FeSO_4). Объяснить изменение цвета раствора?

Опыт 5: В пробирку налейте несколько капель раствора сульфата меди двухвалентной (CuSO_4). Прилейте приблизительно такое же количество раствора KI . Как изменился цвет раствора? Для доказательства образования молекулярного иода (I_2) добавьте в пробирку несколько капель раствора крахмала.

Опыт 6: В пробирку налейте несколько капель подкисленного раствора дихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$). Прилейте приблизительно такое же количество раствора KI . Для доказательства образования молекулярного иода (I_2) добавьте в пробирку несколько капель раствора крахмала.

Указания к выполнению отчета: отчет по лабораторной работе должен содержать уравнения всех изучаемых реакций с указанием окислителя и восстановителя, а также с объяснением изменения цвета растворов.

Лабораторная работа: «Скорость химической реакции. Химическое равновесие»

I. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

1. В емкость №1 (колба или стакан) налить 10 мл раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) с концентрацией 0,20 моль/л. Прилить 10 мл раствора соляной кислоты (HCl) и определить время с момента добавления кислоты до заметного помутнения раствора.
Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции. Уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с соляной кислотой: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{S}^0 + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
2. В емкость №2 налить 10 мл раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) с концентрацией 0,15 моль/л. Прилить 10 мл раствора соляной кислоты (HCl) и определить время с момента добавления кислоты до заметного помутнения раствора.
3. В емкость №3 налить 10 мл раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) с концентрацией 0,10 моль/л. Прилить 10 мл раствора соляной кислоты (HCl) и определить время с момента добавления кислоты до заметного помутнения раствора.
4. В емкость №4 налить 10 мл раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) с концентрацией 0,05 моль/л. Прилить 10 мл раствора соляной кислоты (HCl) и определить время с момента добавления кислоты до заметного помутнения раствора.

Записать результаты в следующую таблицу:

№ емкости	Концентрация раствора тиосульфата натрия, моль/л	Время протекания реакции до появления заметной мути (T), с	Скорость реакции в условных единицах, $v=1/T$
1	0,20		
2	0,15		
3	0,10		
4	0,05		

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси ординат концентрации растворов тиосульфата натрия, а на оси абсцисс – скорости реакций в условных единицах $v=1/T$.

II. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

В небольшом стаканчике смешать по 10 мл разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида аммония (NH_4SCN). Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую добавить немного концентрированного раствора FeCl_3 , во вторую - концентрированного раствора роданида аммония (NH_4SCN), в третью - концентрированного раствора хлорида аммония (NH_4Cl). Четвертую пробирку оставляем для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках. По изменению интенсивности окраски судить об изменении концентрации роданида железа (III) - $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, т.е. о смещении равновесия.

Лабораторная работа «Гидролиз солей»

Взаимодействие солей с водой называется гидролизом.

Опыт 1. Приготовление раствора определенной молярной концентрации.

Молярная концентрация (C_m) – это отношение количества растворенного вещества к объему раствора:

$$C_m = \frac{m_{(в-ва)}}{M_{(в-ва)}} \cdot V_{(р-ра)} \quad (\text{моль/л)}$$

Приготовить:

250 мл	0,1 М	Na_2CO_3
100 мл	0,05 М	Na_2CO_3
250 мл	0,5 М	CH_3COONa
100 мл	0,5 М	CH_3COONa

Опыт 2. Изменение окраски индикатора (фенолфталеина) в растворах солей.

В три пробирки налейте немного растворов NH_4Cl , CH_3COONa , Na_2CO_3 . В каждую пробирку добавьте несколько капель фенолфталеина. Результаты изменений цвета растворов солей занести в таблицу:

Соль	Окраска индикатора (фенолфталеина)	рН среды		Характер среды	Уравнение реакции гидролиза
		С помощью универсальной индикаторной бумаги	С помощью рН-метра		
NH_4Cl					
CH_3COONa					
Na_2CO_3					

Опыт 3.

Определить рН растворов солей NH_4Cl , CH_3COONa , Na_2CO_3 с помощью универсальной индикаторной бумаги и рН-метра. Указать реакцию среды. Результаты внести в таблицу. Вычислить концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$.

Опыт 4. Влияние температуры на степень гидролиза.

В две конические колбочки налить по 20 мл 0,5 М раствора ацетата натрия (CH_3COONa) и добавить в каждую несколько капель индикатора (фенолфталеина). Одну колбочку оставить для сравнения, вторую нагреть до кипения. Наблюдать изменение окраски раствора во второй колбочке по сравнению с окраской раствора в первой колбочке.

Сделать вывод о влиянии температуры на гидролиз солей.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

ОБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: изучить обменные реакции и научиться писать краткие ионные уравнения

Обменные реакции идут до конца, в случае:

1. образования осадка, пример



2. выделения газа, пример



3. образования мало диссоциируемого вещества (вода), пример



Из предложенных соединений получить следующие вещества и написать уравнения реакции: молекулярные и ионные.

Опыт № 1. Получение гидроксида меди

Опыт № 2. Получение хлорида серебра

Опыт № 3. Получение гидроксида железа

Опыт № 4. Качественная реакция на Fe^{3+} , действием $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$