

Занятие № 3

Тема: Химическая кинетика и её значение для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов

1. Теория

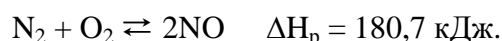
1. Предмет химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов.
2. Классификация химических реакций. Реакции обратимые и необратимые, гомогенные и гетерогенные, экзотермические и эндотермические, простые и сложные, последовательные, цепные, сопряженные: определение, примеры (в том числе в организме человека).
3. Скорость химической реакции: определение, средняя и истинная скорости.
4. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (закон действующих масс). Константа скорости.
5. Молекулярность элементарного акта реакции: определение, классификация, примеры. Вычисление молекулярности сложной реакции (примеры с участием неорганических и органических веществ).
6. Порядок реакции. Реакции нулевого, первого и второго порядков: кинетические уравнения, примеры (в том числе для организма человека).
7. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа: формулировка, расчетные формулы, физический смысл температурного коэффициента, его особенности для биохимических процессов.
8. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
9. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.
10. Уравнение изотермы химической реакции.
11. Прогнозирование смещения химического равновесия. Принцип Ле-Шателье: общая и частные формулировки, примеры.

2. Задачи

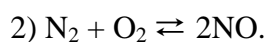
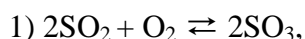
1. Напишите кинетические уравнения следующих реакций:
а) $C + O_2 = CO_2$
б) $2NOCl(g) = 2NO(g) + Cl_2(g)$
в) $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O = 2C_6H_{12}O_6$
г) $2NO + H_2 = N_2O + H_2O$.
Объясните причину несовпадения молекулярности и порядка реакции.
2. Рассчитайте изменение скорости реакции $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$ при разбавлении смеси реагирующих веществ в 3 раза.
3. Установите, как изменится скорость химической реакции $2NO + H_2 = N_2O + H_2O$, если:
а) уменьшить объем реакционной смеси в 2 раза;
б) уменьшить давление в 2 раза;
в) увеличить концентрации исходных веществ в 2 раза.
4. *Температурный коэффициент некоторой газовой реакции равен 3.
Рассчитайте изменение скорости этой реакции при понижении температуры реакционной смеси от 140 °С до 100 °С.

5. Объясните, как влияет повышение температуры, давления и концентрации исходных веществ на экзотермическую реакцию синтеза аммиака из простых веществ.

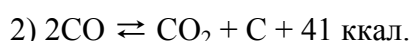
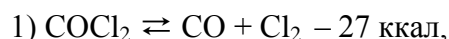
6. Объясните влияние температуры на равновесное состояние обратимой реакции:



7. Объясните влияние давления на равновесное состояние обратимых реакций:



8. Объясните влияние повышения концентрации CO на смещение равновесия реакций:



9. В биологическом полимере (белке) имеет место следующее превращение:

нативное состояние \rightleftharpoons денатурированное состояние,

причем при повышении температуры равновесие сдвигается вправо.

Сделайте вывод об энтальпии реакции (принцип Ле-Шателье).

Примечания:

1. Все задачи (кроме 4-й) оформляются в отдельной тетради (для обязательной самостоятельной внеаудиторной работы).
2. Ход выполнения самостоятельной работы контролируется преподавателем.
3. Контроль знаний осуществляется на занятии (1, 2, 5), на рубежном контроле (задачи 2, 6, 7, 8) и на экзамене (1, 3, 5, 9).
4. Задача, отмеченная звездочкой (4), необязательна для решения (бонусная).

3. Лабораторные работы

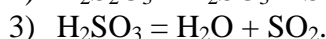
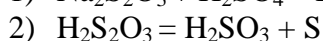
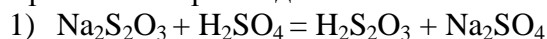
1. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

Цель работы: Изучить зависимость скорости разложения тиосульфата натрия от его концентрации.

Теоретическая часть.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ изучается на примере взаимодействия тиосульфата натрия с раствором серной кислоты.

Реакция протекает в три стадии:



Скорость всего процесса определяется скоростью наиболее медленной второй реакции, т.е. реакцией самопроизвольного разложения тиосерной кислоты.

Так как разложение тиосерной кислоты сопровождается выделением эквивалентного количества коллоидной серы, то по плотности её суспензии можно судить о количестве разложившейся серной кислоты, и, следовательно, тиосульфата натрия.

Ход работы. В пять пробирок налейте из бюреток 0,1 М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и воду в объемах, указанных в таблице.

В другие 5 пробирок налейте из бюретки по 5 мл 1 М раствора H_2SO_4 .

Объедините попарно приготовленные растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 (первый раствор приливайте ко второму) и отсчитайте время до начала помутнения содержимого каждой пробирки.

Результаты опыта запишите в таблицу.

№ пробирки	Объем раствора, мл			Конечная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Время до начала помутнения, сек	$V_{\text{усл}}$, сек
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	1	4	5	0,01		
2	2	3	5	0,02		
3	3	2	5	0,03		
4	4	1	5	0,04		
5	5	0	5	0,05		

Составьте суммарное уравнение изучаемой реакции.

Установите её молекулярность.

Напишите кинетическое уравнение данной реакции.

Рассчитайте условную скорость реакции ($V_{\text{усл}}$) по уравнению: $V_{\text{усл}} = 1/t$, где t – время до начала помутнения, сек.

Постройте график зависимости условной скорости реакции разложения тиосульфата натрия от концентрации исходного вещества.

Вывод:

2. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ НА СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Цель работы: Изучить влияние концентрации веществ, участвующих в обратимой реакции образования тиоцианата железа (III), на смещение химического равновесия.

Теоретическая часть.

Направление смещения химического равновесия регламентируется принципом Ле-Шателье.

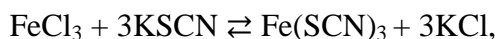
Его формулировка: если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия оказать какое-либо воздействие (изменить температуру, давление или концентрацию), то равновесие сдвигается в сторону протекания той реакции, которая ослабляет это воздействие.

Для каждого из трёх факторов существует частная формулировка принципа Ле-Шателье.

Влияние концентрации. Увеличение концентрации одного из исходных веществ или уменьшение концентрации одного из продуктов реакции смещает равновесие в сторону прямой реакции.

И наоборот, уменьшение концентрации одного из исходных веществ или увеличение концентрации одного из продуктов реакции смещает равновесие в сторону обратной реакции.

Влияние концентрации на смещение химического равновесия изучается на примере обратимой реакции



в которой участвующие вещества имеют следующую окраску: KSCN и KCl – бесцветные, Fe(SCN)₃ – красного цвета, FeCl₃ – желтого. При изменении концентрации одного из участвующих в реакции веществ окраска раствора меняется, что указывает на направление смещения равновесия.

Ход работы: К 20 мл воды в небольшом стакане прибавьте по несколько капель насыщенных растворов FeCl₃ и KSCN до появления розового цвета. Полученный раствор разлейте в 4 пробирки. В первую добавьте несколько капель концентрированного раствора FeCl₃, во вторую – несколько капель концентрированного раствора KSCN, в третью – немного кристаллического KCl, четвертую оставьте для сравнения (контроль).

Результаты внесите в таблицу.

№ пробирки	Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски раствора (увеличение или уменьшение)	Направление смещения равновесия (указывается стрелками)
1	FeCl ₃		
2	KSCN		
3	KCl		
4	-		

Результаты и их обсуждение:

Напишите уравнение изучаемой реакции.

Укажите цвета участвующих в реакции веществ (под соответствующими формулами).

Объясните причину изменения интенсивности окраски раствора тиоцианата железа (III) при добавлении указанных веществ.

Вывод:

3. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Цель работы: Изучить влияние температуры на смещение равновесия реакции взаимодействия йода с крахмалом.

Теоретическая часть.

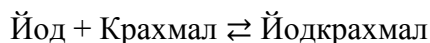
При повышении температуры равновесие обратимого процесса смещается в сторону прохождения той реакции, которая ослабляет данное воздействие, т.е. будет снижать температуру.

Снижение температуры происходит за счет поглощения энергии, следовательно, будет протекать эндотермическая реакция.

Аналогичные рассуждения приведут к тому, что понижение температуры приведет к смещению равновесия в сторону экзотермической реакции.

Следовательно, повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, а понижение температуры – в сторону экзотермической реакции. Данное положение является частной формулировкой принципа Ле-Шателье для температуры.

Влияние температуры на смещение химического равновесия изучается на примере реакции взаимодействия йода с крахмалом, в результате чего образуется вещество сложного состава (синего цвета) по схеме:



Ход работы: В 2 пробирки налейте по 4-5 мл раствора крахмала и добавьте несколько капель 0,1 молярного раствора йода до получения бледно-синего цвета. Первую пробирку нагрейте, затем охладите, а вторую оставьте для сравнения.

Результаты и их обсуждение:

Укажите окраску раствора при нагревании и при охлаждении.

Объясните, в каком направлении смещается процесс при изменении температуры.

Установите тепловой эффект прямой и обратной химической реакции, согласовав смещение равновесия с изменением окраски раствора.

Составьте термохимическое уравнение изучаемой обратимой реакции.

Вывод:

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. 32-42, 391-416.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия. 1979 и далее, глава VI.
3. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. М.: Высшая школа, 1975, ч. 1, гл. VI, с. 101-117.
4. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М.: Высшая школа, 1989, с. 55-67, 70-73.