

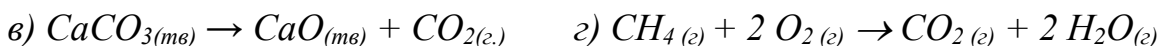
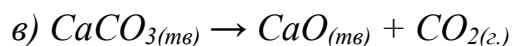
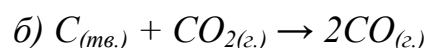
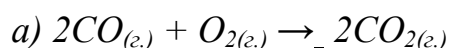
ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.

I. Разделы курса, необходимые для подготовки к лабораторной работе.

Понятие о системе. Гомогенные и гетерогенные системы. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакций. Закон действующих масс. Кинетические уравнения химических реакций. Константа скорости химической реакции. Энергетические диаграммы химических процессов. Энергия активации. Зависимость константы скорости реакции от энергии активации (уравнение Аррениуса). Влияние температуры на скорость реакции (правило Вант - Гоффа). Температурный коэффициент реакции. Катализ. Катализаторы и ингибиторы. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Факторы, способствующие смещению химического равновесия (принцип Ле - Шателье).

II. Вопросы и упражнения.

1. Напишите кинетические уравнения для следующих реакций:



Какие из вышеперечисленных реакций относятся к гомогенным, какие – к гетерогенным?

2. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе:



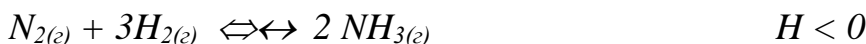
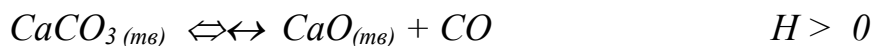
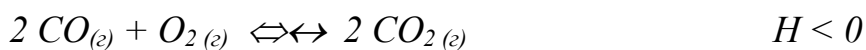
3. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_{(г)} \rightarrow 2 NO_{(г)}$, если:

а) увеличить давление в системе в 2 раза, б) уменьшить объем системы в 2 раза, в) повысить концентрацию NO в 2 раза, г) повысить концентрацию O₂ в 2 раза?

4. Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 40°?

5. При увеличении температуры на 80° , скорость реакции возросла в 256 раз. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

6. В каком направлении сместится равновесие следующих реакций



а) при понижении температуры?

б) при повышении давления?

III. Экспериментальная часть.

Опыт 1. Влияние различных факторов на скорость химической реакции

Скорость протекания реакции между растворами тиосульфата натрия и серной кислоты:



практически можно определить, фиксируя время от начала сливания растворов реагентов до начала появления осадка серы (помутнения раствора).

а.) Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

В соответствии с данными таблицы 1, в три градуированные пробирки налейте 1, 2 и 3 мл раствора тиосульфата натрия. Затем в первую пробирку добавьте 2мл дистиллированной воды, а во вторую 1 мл воды.

Таблица 1.

Номер пробирки	Объем, мл		Условная концентрация $Na_2S_2O_3$, $C_{усл.}$	Время появления серы, (τ) , с	Условная скорость реакции, $(V = 1/\tau)$, c^{-1}
	$Na_2S_2O_3$	H_2O			
1	1,0	2,0	1		
2	2,0	1,0	2		
3	3,0	-	3		

Таким образом, в трех пробирках будут находиться растворы тиосульфата различной концентрации. В каждую из пробирок поочередно

добавьте по 1 мл серной кислоты и определите время до начала помутнения раствора. На основании полученных данных заполните таблицу 1

На основании полученных данных постройте график зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (по оси абсцисс – условная концентрация тиосульфата натрия $C_{\text{усл.}}$, по оси ординат – условная скорость реакции V . Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

б.) Зависимость скорости реакции от температуры.

Повторите первую часть эксперимента из пункта а), предварительно подогрев пробирки с растворами тиосульфата натрия и серной кислоты примерно на 20°C в водяной бане. Отметьте время до начала помутнения.

Таблица 2.

Номер опыта	Объем, мл			t, °C	Время до помутнения, τ , с	Скорость реакции, $V = 1/\tau$
	Пробирка 1		Пробирка 2			
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	1	2	1			
2	1	2	1			

Заполните таблицу 2. Данные опыта № 1 (табл. 2) перенесите из табл. № 1. Укажите температуру, при которой проводились опыты. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Опыт 2. Скорость реакций в гетерогенных системах.

Налейте в 2 пробирки по 2 мл хлороводородной кислоты. В одну из них поместите небольшой кусочек мела (карбоната кальция), а в другую одновременно поместите не кончике шпателя примерно одинаковое количество порошка мела. В какой из пробирок реакция пошла быстрее? Напишите уравнение прошедшей реакции. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от площади поверхности реагентов в гетерогенной реакции.

Опыт 3. Химическое равновесие.

В пробирку налейте 3 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте несколько капель разбавленного раствора роданида калия до появления окраски раствора.

Полученный раствор разделите на 4 пробирки. В первую добавьте несколько капель концентрированного раствора хлорида железа, во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – добавьте порошкообразный хлорид калия. Сравните изменения окраски растворов в этих пробирках с исходным цветом раствора в четвертой пробирке.

Результаты опытов занесите в табл.3

Таблица 3

№ пробирки	Добавлено	Изменение окраски раствора	Направление смещения равновесия
1	FeCl_3		
2	KSCN		
3	KCl		

Сформулируйте принцип Ле – Шателье и сделайте вывод о влиянии концентрации на смещение химического равновесия.