

Лабораторная работа

Зависимость скорости реакции от концентрации веществ. Зависимость химического равновесия от концентрации веществ

Цель работы

Изучить зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, представить эту зависимость графически и математически, рассмотреть влияние температуры и катализатора на скорость химической реакции.

Продолжительность лабораторного занятия – 2 ч.

Теоретические положения

Любая термодинамически разрешенная химическая реакция должна быть обусловлена определенными факторами, от которых зависят скорость и стадийность (механизм) ее протекания. Скорость и механизм химических процессов составляют основу химической кинетики. Формальная кинетика позволяет количественно описать ход химического процесса во времени при постоянной температуре в зависимости от концентрации реагирующих веществ и их фазового состава.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.).

Под средней скоростью реакции в гомогенной системе понимают изменение количества вещества, отнесенное к единице объема, за единицу времени:

$$\bar{v} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau},$$

где \bar{v} – средняя скорость реакции в интервале времени $\Delta \tau$; Δc – соответствующее изменение концентрации, моль/л, моль/мл.

Скорость гомогенных реакций измеряется в моль/(мл·с) или в моль/(л·с).

Истинная скорость реакции v определяется пределом, к которому стремится средняя скорость при $\Delta\tau \rightarrow 0$, т.е. является производной концентрации во времени:

$$v = \pm \frac{dc}{\Delta\tau}.$$

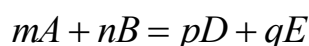
Если измеряют скорость по исходным веществам, концентрация которых с течением реакции уменьшается ($\Delta c = c_2 - c_1 < 0$), то в уравнениях определения скорости ставят знак минус, так как скорость реакции принято считать величиной положительной; если по продуктам – ставят знак плюс ($\Delta c = c_2 - c_1 > 0$).

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий ее протекания: концентрации, температуры, присутствия и природы катализатора и некоторых других факторов.

Необходимым условием для осуществления химического элементарного акта является соударение молекул реагирующих веществ. Соударения молекул происходит тем чаще, чем больше их концентрация.

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается основным законом химической кинетики – законом действия масс: при постоянной температуре скорость протекающих в одну стадию элементарных реакций прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, показателями которых являются стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

В общем виде для гомогенной реакции

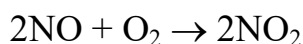


закон действия масс выражается соотношением:

$$v = k \cdot c_A^m \cdot c_B^n,$$

k – константа скорости реакции; c_A , c_B – концентрации веществ A и B ; m , n – стехиометрические коэффициенты.

Например, для реакции



закон действия масс может быть записан

$$v = kc_{\text{NO}}^2 c_{\text{O}_2},$$

где v – скорость химической реакции; k – константа скорости; c_{NO} и c_{O_2} – концентрации реагирующих веществ.

При $c_A = c_B = 1$ М следует: $v = k$, т.е. константа скорости равна скорости при единичных концентрациях реагирующих веществ. Таким образом, константа скорости зависит от температуры, природы реагирующих веществ и катализатора, но не зависит от концентрации.

Константа скорости реакции и, следовательно, скорость реакции интенсивно возрастают с увеличением температуры. Приближенная зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа: для большинства реакций повышение температуры на каждые 10 градусов приводит к увеличению скорости реакции в 2–4 раза:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_1 и v_2 – скорости реакции (k_1 и k_2 – константы скорости реакции) при температурах T_1 и T_2 соответственно; γ – температурный коэффициент Вант-Гоффа ($\gamma = 2-4$).

Температурный коэффициент скорости химической реакции – это число, показывающее во сколько раз возрастает скорость данной реакции при повышении температуры на 10 градусов. Уравнение Вант-Гоффа можно, использовать лишь для ориентировочных расчетов, так как их точность не очень высока.

Согласно теории активных соударений Аррениуса, не всякое соударение молекул реагирующих веществ приводит химическому акту. Для того чтобы произошла реакция, т.е. чтобы образовались новые молекулы, необходимо сначала разорвать или ослабить связи между атомами в молекулах исходных веществ, на что надо затратить определенную энергию. Если кинетическая энергия сталкивающихся молекул достаточна для этого, то столкновение может привести к химическому акту. Избыточная энергия (по сравнению со средней энергией при данной температуре), которой должны обладать

молекулы для того, чтобы их столкновение привело к химическому взаимодействию, называется энергией активации данной реакции E_a (энергия, необходимая для перехода вещества в состояние активированного комплекса). Молекулы, обладающие такой энергией, называются активными молекулами. Активных молекул немного, но с увеличением температуры их доля резко возрастает, что приводит к резкому увеличению скорости реакции. Энергия активации зависит от природы участников реакции. Чем она меньше, тем больше доля активных молекул и выше скорость реакции.

Зависимость константы скорости реакции от температуры выражается уравнением Аррениуса (1889 г.):

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}} \quad \text{или} \quad \ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT},$$

где A – константа для данной реакции (предэкспоненциальный множитель); R – универсальная газовая постоянная, равная 8,341 Дж/(моль·К); e – основание натурального логарифма; E_a – энергия активации, Дж/моль. Предэкспоненциальный множитель отражает частоту столкновения и ориентацию реагирующих частиц. Принципиально возможная реакция протекает при соблюдении двух условий: достаточной энергии и надлежащей ориентации частиц.

Константа скорости возрастает с увеличением температуры по экспоненциальному закону. В соответствии с уравнением Аррениуса константа скорости реакции уменьшается с ростом энергии активации. Из уравнения Аррениуса также следует, что чем выше энергия активации, тем выше градиент скорости реакции по температуре. Уравнение Аррениуса позволяет рассчитывать константы скорости реакции при различных температурах.

Скорость реакции часто зависит от присутствия в системе дополнительного компонента, с которым реагенты могут образовывать активированный комплекс. Такой компонент называется катализатором.

Катализатор – это вещество, изменяющее скорость реакции и остающееся после нее химически неизменным.

Задание для домашней подготовки

Каждый студент должен:

1. Ознакомиться с теоретическими положениями по теме «Химическая кинетика» и проработать соответствующие разделы учебников [1, 2].
2. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы.
3. Подготовить ответы на следующие вопросы:
 - 3.1. Что понимается под скоростью химической реакции, в каких единицах она измеряется?
 - 3.2. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ? Какой закон эту зависимость выражает?
 - 3.3. Как влияет на скорость химической реакции природа реагирующих веществ, температура, катализаторы?

Оборудование и реактивы

Для выполнения работы потребуется оборудование: бюретка на 25 мл, три конические колбы, три пробирки, штатив для пробирок, две мерные пробирки, химический стакан на 250 мл, секундомер, термометр, электрическая плитка. В работе используются растворы тиосульфата натрия (1 н.), серной кислоты (0,05 н.), перманганата калия, нитрата натрия, кусочек цинка.

Рабочее задание

Каждый студент обязан:

- выполнить химический эксперимент по изучению зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой;
- по данным опыта рассчитать относительную скорость реакции и построить кривую зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия и от температуры;
- выполнить опыт по изучению влияния катализатора на скорость химической реакции;
- подготовить отчет по работе.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт №1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



при различных концентрациях тиосульфата натрия. Скорость реакции измеряется временем от начала сливания растворов до появления во всех опытах одинаковой плотности суспензии серы.

1. Заполните первую бюретку 0,05 н. раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Приведите бюретку в рабочее положение.

2. Налейте в три пробирки с помощью мерной пробирки по 5 мл 1 н. раствора H_2SO_4 .

3. В три конические колбы из бюретки налейте раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: в первую – 5 мл, во вторую – 10 мл и в третью 15 мл.

4. С помощью мерной пробирки в конические колбы налейте воду: в первую – 10 мл; во вторую – 5 мл.

5. Заметив время, в первую коническую колбу прилейте из пробирки 5 мл отмеренного раствора серной кислоты и быстро перемешайте полученную смесь. Отметьте время помутнения раствора.

Проделайте то же самое с двумя оставшимися колбами, определяя время по одной и той же степени помутнения раствора.

6. Результаты опыта внесите в таблицу 9.

Таблица 9

№ колбы	Объем, мл			Общий объем, мл	Относительная концентрация	Температура опыта, °С	Время появления мути	Относительная скорость реакции	
	H_2SO_4	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O					$v_{\text{теор}}$	$v_{\text{практ}}$
1	5	5	10	20	1				
2	5	10	5	20	2				
3	5	15	–	20	3				

7. Рассчитайте $v_{\text{практ}}$ для второго и третьего случаев, учитывая, что скорость реакции и время протекания реакции до начала помутнения раствора обратно пропорциональны. Следовательно,

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\tau_2}{\tau_1},$$

где v_1 – скорость реакции в первом случае ($v_1=1$); v_2 – скорость реакции во втором (третьем) случае; τ_1 – время протекания реакции до начала помутнения раствора в первом случае, с; τ_2 – время протекания реакции до начала помутнения раствора во втором (третьем) случае, с.

8. На миллиметровой бумаге постройте кривую зависимости $v_{\text{теор}}$ от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (в относительных единицах). Масштаб: 2 см на единицу изменения концентрации и скорости. На оси абсцисс от начала координат отложите точки соответствующие относительной концентрации тиосульфата натрия. На оси ординат отметьте значения $v_{\text{практ}}$, полученные при вычислениях. Какова зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ? Представьте зависимость математически. Соответствует ли полученный результат закону действия масс (основному закону кинетики)?

Опыт №2. Влияние температуры на скорость реакции

В три пробирки налейте по 2 мл тиосульфата натрия, а в три другие – по 2 мл раствора серной кислоты. Все пробирки разделите на три пары (в каждой паре должна быть пробирка с тиосульфатом натрия и кислотой). Растворы первой пары слейте при комнатной температуре. Растворы второй пары нагрейте на 10°C , третьей – на 20°C выше комнатной. Для этого пару пробирок помещают в химический стакан с горячей водой (за температурой следите по термометру). Через некоторое время содержимое пробирок слейте, встряхните и отметьте время, прошедшее до появления мути. Результаты запишите в таблицу 10 и вычислите значение температурного коэффициента (γ).

Таблица 10

№ пробирки	Объемы растворов, мл		$t^\circ\text{C}$	τ, c	$v = \frac{1}{\tau}, \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}^{-1}}$	$\gamma = \frac{\Delta\tau_{t^\circ}}{\Delta\tau_{t^\circ + 10^\circ}}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4				

Результаты выразите в виде графика. Отвечает ли полученная зависимость правилу Вант-Гоффа? Какова зависимость скорости реакции от температуры?

Опыт №3. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Налейте в пробирку разбавленный раствор серной кислоты, добавьте несколько капель перманганата калия до розовой окраски. Полученный раствор разделить на две пробирки. В одну пробирку добавьте несколько капель нитрата калия и в каждую поместите по кусочку цинка. Сравните время, необходимое для обесцвечивания раствора, т.е. восстановления перманганата атомарным водородом в присутствии кислорода и без него. Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость реакции. Напишите уравнения реакции.

Указания по оформлению отчета

Отчет о работе должен включать:

- а) название выполняемой работы, цель;
- б) перечисление оборудования и реактивов;
- в) краткое описание методики проведения опытов №1, 2, 3;
- е) кривые зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия, от температуры;
- е) написать уравнение реакции и математическое выражение закона действующих масс для изученных химических систем;
- ж) вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, катализатора.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что называется скоростью химической реакции? От каких факторов она зависит?

2. Сформулируйте закон действия масс. Запишите математическое выражение этого закона для реакций:

- а) $\text{Na}_2\text{O}_4(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$,
- б) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NOBr}(\text{г})$,
- в) $\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{к})$.

3. Какая зависимость должна существовать между изменениями за единицу времени концентраций исходных веществ и продуктов реакции?
4. В каких случаях на скорость реакции не влияет концентрация вещества, участвующего в реакции?
5. Может ли скорость реакции быть постоянной в течение всего процесса?

Химическое равновесие

Цель работы

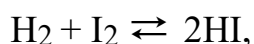
Изучить влияние различных факторов на установление и смещение химического равновесия в обратимых реакциях.

Продолжительность лабораторного занятия – 2 ч.

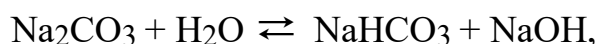
Теоретические положения

Важнейшая особенность многих химических реакций – их обратимость. Одновременно с прямой реакцией между исходными веществами происходит обратная реакция – химическое взаимодействие между продуктами реакции, приводящее к образованию исходных веществ. Предел протекания такой обратимой реакции в закрытой системе (т.е. в системе, в которой нет обмена веществами с окружающей средой) – установление химического равновесия. Равновесная смесь содержит все вещества, входящие и в левую, и в правую части стехиометрического уравнения реакции. Понятие «химическое равновесие» применимо только к обратимым реакциям.

Примеры обратимых реакций: гомогенная газовая реакция образования и разложения йодоводорода:



гомогенная жидкофазная реакция:

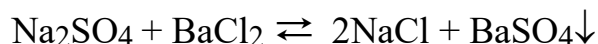


гетерогенная реакция:



Однако часто реакции настолько полно идут в одном направлении, что обнаружение исходных веществ доступными методами оказывается невозможным. Реакции условно считают практически необратимыми, если

концентрации исходных веществ в равновесной смеси менее 10^{-12} моль/л.
Например, в реакции



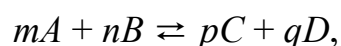
обратный процесс практически не идет, так как один из продуктов реакции удаляется из реакционной среды.

Химическим равновесием называют такое состояние реагирующей системы, при котором скорость прямой реакции \xrightarrow{v} равна скорости обратной реакции \xleftarrow{v} . Равенство $\xrightarrow{v} = \xleftarrow{v}$ является кинетическим условием химического равновесия. Основной характеристикой состояния химического равновесия является равенство скоростей прямой и обратной реакций, которые в состоянии равновесия непрерывно и одновременно протекают в обоих направлениях. Поэтому это состояние системы называется подвижным, или динамическим, равновесием. Это значит также, что система, находящаяся в равновесии отзывается на всякое изменение условий тем, что равновесные концентрации изменяются, причем каждый раз устанавливается новое равновесие, соответствующее новым условиям существования системы. При установившихся условиях равновесное состояние не изменяется во времени.

Химическое равновесие характеризуется постоянством величины энергии Гиббса системы G_T . Равенство $\Delta G_T = 0$ является термодинамическим условием химического равновесия.

Химическое равновесие характеризуется постоянным для данных условий соотношением равновесных концентраций всех веществ, участвующих во взаимодействии.

Положения обратимой реакции равновесия описывается с помощью закона химического равновесия, называемого, как и основной закон химической кинетики, законом действия масс (или действующих масс). По этому закону взаимосвязь концентраций веществ – участников реакции в равновесной смеси – определяется константой равновесия данной химической реакции K_c – величиной постоянной при неизменной температуре. Так для реакции, в общем виде выраженной уравнением:



где m, n, p, q – стехиометрические коэффициенты в уравнении, константа равновесия данной обратимой реакции имеет вид:

$$K_c = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

где $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – равновесные концентрации участвующих в реакции веществ (моль/л), m , n , p , q – показатели степеней, которые равны соответствующим стехиометрическим коэффициентам в уравнение реакции.

Это уравнение является математическим выражением закона действующих масс, открытого норвежскими учеными К. Гульдбергом, П. Вааге (1867): отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, при $T = \text{const}$, является величиной постоянной.

Константа равновесия не зависит от исходного состава реагирующей смеси, это одна из важнейших характеристик химической реакции. Величины констант равновесия приводятся в справочниках. Чем больше величина константы равновесия, тем полнее протекает прямая реакция, тем больше выход конечных продуктов.

Константа равновесия является функцией температуры. При изменении температуры она изменяется обычно значительно меньше, чем константа скорости реакции.

Рассмотрим несколько примеров записи выражений для константы равновесия:

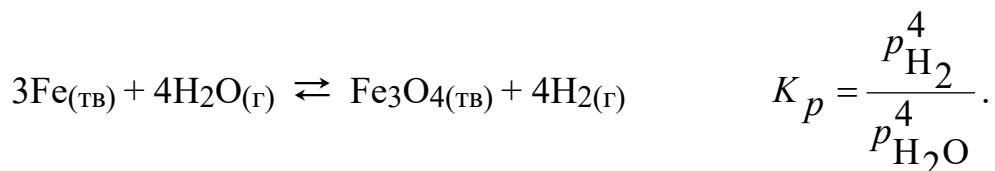


Для реакций с участием газов помимо констант равновесия K_c , выраженных через молярные концентрации, часто используются константы равновесия K_p выраженные через парциальные давления газов:



где p_{H_2} , $p_{\text{H}_2\text{O}}$, p_{I_2} – парциальные давления газов в равновесной смеси.

Если в реакции участвует одно или несколько твердых веществ и один или несколько газов, то выражение для константы равновесия содержит парциальные давления газообразных веществ при равновесии. Например, для реакции:



В этом случае система гетерогенная. Концентрация твердого вещества в паровой фазе определяется давлением насыщенного пара, которое имеет для каждого вещества постоянную величину при заданной температуре. Концентрация Fe и Fe₃O₄ как величины постоянные включены в величину константы равновесия.

Константа равновесия связана со стандартной энергией Гиббса данной реакции (ΔG_T^0) следующим соотношением:

$$\Delta G_T^0 = RT \ln K_c,$$

где R – универсальная газовая постоянная [8,31 Дж/(моль · К)]; T – абсолютная температура, К; K_c – константа равновесия.

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока остаются постоянными параметры, при которых оно установилось. При изменении условий равновесие нарушается. Через некоторое время в системе вновь наступает равновесие, характеризующееся новым равенством скоростей и новыми равновесными концентрациями всех веществ.

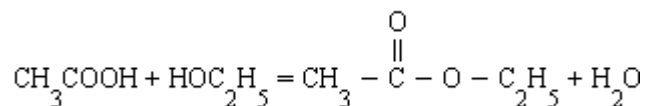
Равновесие смещается в ту или иную сторону потому, что изменение условий по разному влияет на скорости прямой и обратной реакции. Равновесие смещается в сторону той реакции, скорость которой при нарушении равновесия становится больше. Например, если при изменении внешних условий равновесие нарушается так, что скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции ($\xrightarrow{v} > \xleftarrow{v}$), то равновесие смещается вправо.

Направление смещения химического равновесия при изменении того или другого условия определяется принципом смещения химического равновесия, сформулированным в 1884 г. французским ученым Генри Луи Ле Шателье. Содержание его следующее: если на систему, находящуюся в

равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в таком направлении, которое ослабляет внешнее воздействие. Проиллюстрируем этот принцип некоторыми примерами.

1. Влияние концентраций.

В тех реакциях, в которых лучше оперировать концентрациями (реакции в растворах), увеличение концентраций исходных веществ приводит к смещению равновесия в сторону конечных продуктов и наоборот. Так, в реакции этерификации (образование сложного эфира)



увеличение концентрации уксусной кислоты или этанола увеличивает выход этилацетата, а добавление в систему воды приводит к омылению, т. е. образованию исходных продуктов.

2. Влияние общего давления в системе.

Если реагируют газообразные вещества, то при неизменном числе молей начальных и конечных реагентов повышение общего давления не приведет к смещению равновесия. Если число молей при реакции меняется, то изменение общего давления приведет к смещению равновесия. При увеличении давления путем сжатия системы равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газов, т.е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления равновесие сдвигается в сторону возрастания числа молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления.

В частности, реакция $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, протекающая с уменьшением Δn , при повышении общего давления сместится в сторону образования CO_2 .

3. Влияние температуры.

Согласно принципу Ле Шателье, повышение температуры благоприятствует образованию того соединения, при получении которого поглощается тепло, т. е. ведет к сдвигу равновесия в сторону эндотермического процесса, понижение – в сторону экзотермического.

Например, при обычных условиях реакция $\text{N}_2 + 5/2\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$ не идет ($\Delta H > 0$), но повышение температуры может сделать эту реакцию осуществимой.

Реакция $\text{CO} + 1/2\text{O}_2 = \text{CO}_2$, $\Delta H < 0$, с повышением температуры равновесие будет смещаться в сторону исходных веществ.

4. Влияние катализатора.

Экспериментально установлено, что катализаторы не смещают равновесие и не меняют величины константы равновесия. Ускоряя прямую реакцию, они во столько же раз ускоряют и обратную. Катализаторы

уменьшают время, необходимое для достижения равновесия, но не влияют на равновесные концентрации.

Следует отметить, что изучение влияния различных факторов на равновесные системы позволяет сознательно подходить к выбору оптимальных условий ведения того или иного процесса.

Задание для домашней подготовки

Каждый студент должен:

1. ознакомиться с теоретическими основами по теме «Химическое равновесие и условия его смещения», при подготовке по данной теме используйте литературу [1, 2].

2. Ознакомиться с описанием лабораторной работы.

3. Подготовить ответы на следующие вопросы:

3.1. Какие реакции называются обратимыми и необратимыми?

3.2. В какой момент при обратимых реакциях наступает состояние химического равновесия?

3.3. Что такое константа равновесия реакции?

Оборудование и реактивы

Для выполнения работы потребуется оборудование: мерный цилиндр, пробирки, штатив для пробирок, пробиркодержатель, спиртовка. Используются разбавленные и концентрированные растворы хлорида железа (III), тиоционата аммония, насыщенный раствор хлорида аммония, крахмал, раствор йода.

Рабочее задание

Каждый студент обязан:

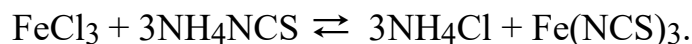
– подготовить химическую посуду (промыть водой);

– провести опыты по изучению влияния изменения концентраций веществ на химическое равновесие и влияния температуры на химическое равновесие.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт №1. Влияние концентрации участников реакции на химическое равновесие

В данном опыте изучается обратимая реакция взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом аммония:



Тиоцианат железа $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ придает раствору красную окраску. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации $\text{Fe}(\text{NCS})_3$, т.е. о направлении сдвига равновесия в сторону прямой или обратной реакции.

В четыре пробирки внесите по 5–10 капель разбавленных растворов хлорида железа (III) и тиоцианата аммония. Размешайте растворы и поставьте все пробирки в штатив, запишите наблюдения.

В одну из пробирок добавьте 2 капли концентрированного раствора хлорида железа (III), в другую – 2 капли концентрированного тиоцианата аммония, в третью – 2 капли насыщенного раствора хлорида аммония, четвертую пробирку оставьте для сравнения. Растворы размешайте.

Как изменился цвет растворов в зависимости от прибавляемых реактивов по сравнению с четвертой?

Результаты опыта записать в таблицу 11 по форме.

Таблица 11

Номер пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия (вправо, влево)

Объясните результаты опыта, исходя из принципа Ле Шателье. Напишите выражение константы химического равновесия для наблюдаемого процесса.

Опыт №2. Влияние изменения температуры на химическое равновесие

При действии йода на крахмал образуется непрочное соединение сложного состава, окрашенное в синий цвет. Эта реакция экзотермическая. Равновесие системы можно представить следующим образом



Отберите в пробирку 2–3 мл раствора крахмала и добавьте несколько капель йодной воды до появления синей окраски раствора.

Нагрейте пробирку до посветления раствора, а затем охладите до возвращения синей окраски. Объясните изменение окраски раствора при нагревании и охлаждении.

Указания по оформлению отчета

Отчет о работе должен включать:

- а) название выполняемой работы, цель;
- б) перечисление оборудования и реактивов;
- в) краткую методику выполнения опыта;
- г) обсуждение результатов: в каком направлении смещается равновесие и как изменяется концентрация каждого компонента в случае добавления: хлорида железа (III); тиоционата аммония; хлорида аммония.

Контрольные вопросы и задачи

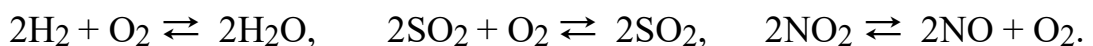
1. Объясните результаты проведенного опыта с точки зрения влияния изменений концентраций на химическое равновесие.

2. Запишите уравнение реакции между хлоридом железа (III) и тиоционатом аммония и выражение константы равновесия данной реакции.

3. Сформулируйте принцип Ле Шателье.

4. Какое состояние обратимой реакции называется химическим равновесием?

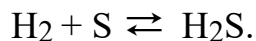
5. Напишите математическое выражение констант равновесия следующих гомогенных систем:



6. Напишите математическое выражение констант равновесия следующих гетерогенных систем:



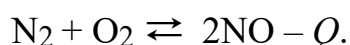
7. В какую сторону сместится равновесие в системе:



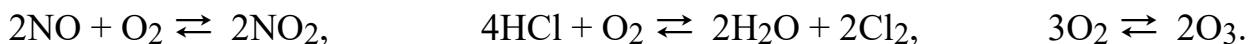
а) при увеличении концентрации водорода,

б) при уменьшении концентрации сероводорода?

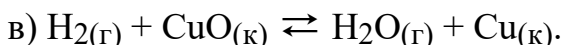
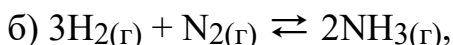
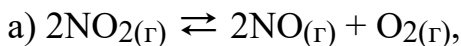
8. Как повлияет повышение температуры на состояние равновесия в системах:



9. В каком направлении произойдет смещение равновесия при повышении давления в системах:



10. Напишите уравнение константы равновесия для каждого из следующих обратимых процессов:



Как сместится равновесие в каждом из указанных случаев при увеличении давления?

11. В каком направлении сместится равновесие при повышении температуры в следующих обратимых реакциях?

