

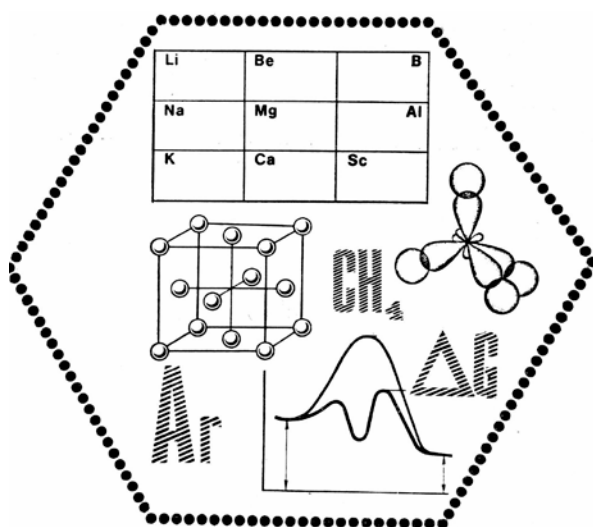
МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
им. Р.Е. АЛЕКСЕЕВА»
ДЗЕРЖИНСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ (ФИЛИАЛ)

Кафедра «ХИМИЯ»

**СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для студентов направлений подготовки 13.03.02 (140400.62), 15.04.02 (151000.62), 23.04.0 (190600.62), 15.04.04 (220700.62), 09.03.02 (230400.62), 18.03.01 (240100.62), 18.05.01 (240300.62), 19.03.02. (260100.62), 20.03.01 (280700.62) всех форм обучения



Нижний Новгород 2015

Составители: В.Ф. Макаров, Ю.В. Прусов

УДК 541

Скорость химических реакций. Химическое равновесие: метод. указания для студентов направлений подготовки 13.03.02 (140400.62), 15.04.02 (151000.62), 23.04.0 (190600.62), 15.04.04 (220700.62), 09.03.02 (230400.62), 18.03.01 (240100.62), 18.05.01 (240300.62), 19.03.02 (260100.62), 20.03.01. (280700.62) всех форм обучения/ НГТУ им.Р.Е.Алексеева; сост.: В.Ф. Макаров, Ю.В. Прусов. - Н.Новгород, 2015.-37с.

Методические указания содержат теоретические сведения по теме "Скорость химических реакций. Химическое равновесие", задачи для самостоятельного решения, а также примеры тестовых и варианты домашних заданий.

Редактор В.И. Бондарь

Подписано в печать 20.04.15. Формат 60х84¹/₁₆. Бумага газетная.
Печать офсетная. Усл. печ.л. 1,8. Уч.-изд.л. 1,5. Тираж 200 экз. Заказ .

Нижегородский государственный технический университет им. Р.Е. Алексеева.
Типография НГТУ. 603950, Н. Новгород, ул. Минина, 24.

©Нижегородский государственный
технический университет
им. Р.Е. Алексеева, 2015

1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций, называется химической кинетикой.

Скорость химической реакции измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции в единицу времени в единице объема системы (для гомогенной реакции) или на единице площади поверхности раздела фаз (для гетерогенной реакции).

В случае гомогенного процесса, протекающего при постоянном объеме, скорость гомогенной химической реакции измеряется изменением концентрации какого-либо из реагирующих веществ за единицу времени.

Это определение можно выразить уравнением $V = \pm \Delta C / \Delta t$, где знак «плюс» относится к изменению концентрации вещества, образующегося в результате реакции ($\Delta C > 0$), а знак «минус» — к изменению концентрации вещества, вступающего в реакцию ($\Delta C < 0$). Концентрацию обычно выражают в моль/л, а время - в секундах

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры и от присутствия в системе катализаторов.

Химические реакции, подразделяют на элементарные (одностадийные) и сложные (многостадийные). При элементарной реакции в системе протекает только один процесс, и уравнение реакции раскрывает ее механизм. Большинство реакций являются сложными и представляют суммарный результат нескольких элементарных процессов; обычная запись этих реакций не отражает их реальный механизм. Основной характеристикой механизма реакции является ее порядок.

Сумма показателей степеней в кинетическом уравнении называется порядком реакции. Он определяет характер зависимости скорости от концентрации. Иногда пользуются формальным понятием молекулярности реакции. Число молекул, участвующих в элементарном акте химического взаимодействия, называется молекулярностью. Порядок реакции и ее молекулярность для элементарных (одностадийных) реакций совпадают.

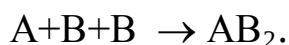
В тех случаях, когда для протекания реакции необходимо столкновение двух реагирующих частиц (молекул, атомов), зависимость скорости реакции от концентраций определяется законом действия масс (основным законом химической кинетики) или выражена кинетическим уравнением: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Так, для реакции типа $A + B_2 \rightarrow AB_2$ закон действия масс выражается следующим образом:

$$V = k [A] [B_2].$$

В этом уравнении $[A]$ и $[B_2]$ — концентрации вступающих в реакцию веществ, а коэффициент пропорциональности κ — константа скорости реакции, значение которой зависит от природы реагирующих веществ.

Гораздо реже реакция осуществляется путем столкновения трех реагирующих частиц. Например, реакция типа $A + 2B \rightarrow AB_2$ может протекать по механизму тройных столкновений:



В этом случае, в соответствии с законом действия масс, можно записать

$$V = \kappa [A] [B] [B], \text{ т.е. } V = \kappa [A][B]^2.$$

Одновременное столкновение более чем трех частиц крайне маловероятно. Поэтому реакции, в уравнения которых входит большое число частиц (например, $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$), протекают в несколько стадий, каждая из которых осуществляется в результате столкновения двух (реже трех) частиц. В подобных случаях закон действия масс применим к отдельным стадиям процесса, но не к реакции в целом.

При гетерогенных реакциях концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции и поэтому не включаются в уравнение закона действия масс.

Зависимость скорости реакции (или константы скорости реакции) от температуры может быть выражена уравнением

$$V_{t+10} / V_t = \kappa_{t+10} / \kappa_t = \gamma.$$

Здесь V_t и κ_t — скорость и константа скорости реакции при температуре $t^\circ C$; V_{t+10} и κ_{t+10} — те же величины при температуре $(t + 10)^\circ C$; γ — температурный коэффициент скорости реакции, значение которого для большинства реакций лежит в пределах 2 — 4 (правило Вант-Гоффа). В общем случае, если температура изменилась на $\Delta t^\circ C$, последнее уравнение преобразуется к следующему виду:

$$V_{t+\Delta t} / V_t = \kappa_{t+\Delta t} / \kappa_t = \gamma^{\Delta t/10}.$$

Скорость химической реакции очень сильно возрастает при повышении температуры. Это связано с тем, что элементарный акт химической реакции протекает не при всяком столкновении реагирующих молекул, реагируют только те молекулы (активные молекулы), которые обладают достаточной энергией, чтобы разорвать или ослабить связи в исходных частицах и тем самым создать возможность образования новых молекул. Поэтому каждая реакция характеризуется определенным энергетическим барьером; для его преодоления необходима энергия активации — некоторая избыточная энергия (по сравнению со средней энергией молекул при данной температуре), которая отнесена к молю вещества и которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение было эффективным, т. е. привело бы к образованию нового вещества. С ростом

температуры число активных молекул быстро увеличивается, что и приводит к резкому возрастанию скорости реакции. Зависимость константы скорости реакции k от энергии активации E_a , (Дж/моль) выражается уравнением Аррениуса:

$$k = ZPe^{\frac{-E_a}{RT}}.$$

Здесь Z — число столкновений молекул в секунду в единице объема; e — основание натуральных логарифмов ($e = 2,718...$); R — универсальная газовая постоянная ($8.314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$); T — температура, K — константа скорости реакции; P — так называемый стерический множитель.

Необходимость введения множителя P в уравнение Аррениуса объясняется тем, что соударения даже между активными молекулами приводят к протеканию реакции не всегда, а только при определенной взаимной ориентации молекул. Множитель P пропорционален отношению числа благоприятных для протекания реакции способов взаимной ориентации молекул к общему числу возможных способов ориентации, чем больше это отношение, тем быстрее будет протекать реакция. Обычно стерический фактор P значительно меньше единицы; он особенно сильно сказывается на скорости реакций, протекающих с участием сложных молекул (например, белков), когда общее число различных возможных ориентаций очень велико, а число благоприятных для протекания реакции ориентаций весьма ограничено. Иногда вместо двух коэффициентов Z и P используют один коэффициент A , который учитывает и частотный и стерический факторы.

Как следует из уравнения Аррениуса, константа скорости реакции тем больше, чем меньше энергия активации.

Скорость химической реакции возрастает в присутствии катализатора. Действие катализатора объясняется тем, что при его участии возникают нестойкие промежуточные соединения (активированные комплексы), распад которых приводит к образованию продуктов реакции. При этом энергия активации реакции понижается, и активными становятся некоторые молекулы, энергия которых была недостаточна для осуществления реакции в отсутствие катализатора. В результате общее число активных молекул возрастает, и скорость реакции увеличивается.

Как следует из уравнения Аррениуса, в которое E_a входит в качестве показателя степени, даже небольшое уменьшение энергии активации приводит к значительному возрастанию скорости реакции. Так, под действием биологических катализаторов — ферментов — энергия активации химических реакций, протекающих в живых организмах, резко снижается, и эти реакции достаточно быстро протекают при сравнительно низких температурах.

Пример. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 75,24 кДж/моль, а с катализатором — 50,14 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при 25 °С?

Решение. Обозначим энергию активации реакции без катализатора через E_a , а с катализатором — через E'_a ; соответствующие константы скорости реакции обозначим через k и k' . Используя уравнение Аррениуса, находим:

$$\frac{k'}{k} = \frac{e^{-E'_a/RT}}{e^{-E_a/RT}} = e^{\frac{(E_a - E'_a)}{RT}}.$$

$$\text{Отсюда: } \ln k' / k = 2,3 \lg k' / k = (E_a - E'_a) / RT \quad 3 \lg k' / k = E_a - E'_a / 2,3 RT.$$

Подставляя в последнее уравнение данные задачи, выражая энергию активации в джоулях и учитывая, что $T = 298 \text{ K}$, получим:

$$\lg k' / k = (75,24 - 50,14) \times 10^3 / 2,3 \times 8,314 \times 298 = 4,4.$$

Окончательно находим: $k' / k = 2,5 \times 10^4$.

Таким образом, снижение энергии активации на 25,1 кДж привело к увеличению скорости реакции в 25 тысяч раз

При протекании химической реакции концентрации исходных веществ уменьшаются: в соответствии с законом действия масс это приводит к уменьшению скорости реакции. Если реакция обратима, т. е. может протекать как в прямом, так и в обратном направлениях, то с течением времени скорость обратной реакции будет возрастать, так как увеличиваются концентрации продуктов реакции. Когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, наступает состояние химического равновесия и дальнейшего изменения концентраций, участвующих в реакции веществ, не происходит. В случае обратимой химической реакции $A + B \leftrightarrow C + D$ зависимость скоростей прямой ($v_{\rightarrow}$) и обратной ($v_{\leftarrow}$) реакций от концентраций реагирующих веществ выражается соотношениями:

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} [A][B]; v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} [C][D].$$

В состоянии химического равновесия

$$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}, \text{ т. е. } k_{\rightarrow} [A][B] = k_{\leftarrow} [C][D].$$

Отсюда:

$$k_{\rightarrow} / k_{\leftarrow} = [C][D] / [A][B] = K.$$

Здесь K — константа равновесия реакции.

Концентрации, входящие в выражение константы равновесия, называются равновесными концентрациями. Константа равновесия — постоянная при данной температуре величина, выражающая соотношение между равновесными концентрациями продуктов реакции (числитель) и исходных веществ (знаменатель). Чем больше константа равновесия, тем «глубже» протекает реакция, т. е. тем больше выход ее продуктов.

В химической термодинамике доказывается, что для общего случая химической реакции



справедливо аналогичное выражение для константы равновесия реакции:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}.$$

В выражение константы равновесия гетерогенной реакции, как и в выражение закона действия масс, входят только концентрации веществ, находящихся в жидкой или газообразной фазе, так как концентрации твердых веществ остаются, как правило, постоянными.

Катализатор не влияет на значение константы равновесия, поскольку он одинаково снижает энергию активации прямой и обратной реакций и поэтому одинаково изменяет скорости прямой и обратной реакций. Катализатор лишь ускоряет достижение равновесия, но не влияет на количественный выход продуктов реакции.

При изменении условий протекания реакции (температуры, давления, концентрации какого-либо из участвующих в реакции веществ.) скорости прямого и обратного процессов изменяются неодинаково, и химическое равновесие нарушается. В результате преимущественного протекания реакции в одном из возможных направлений устанавливается состояние нового химического равновесия, отличающееся от исходного. Процесс перехода от одного равновесного состояния к новому равновесию называется смещением химического равновесия. Направление этого смещения подчиняется принципу Ле Шателье.

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие будет ослаблено.

Так, повышение температуры приводит к смещению равновесия в направлении реакции, сопровождающейся поглощением теплоты, т. е. охлаждением системы; повышение давления вызывает смещение равновесия в направлении уменьшения общего числа молей газообразных веществ, т. е. в направлении, приводящем к понижению давления; удаление из системы одного из продуктов реакции ведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции, уменьшение концентрации одного из исходных веществ приводит к сдвигу равновесия в направлении обратной реакции.

Константа равновесия K_T химической реакции связана со стандартным изменением энергии Гиббса этой реакции ΔG°_T уравнением

$$\Delta G^\circ_T = -2,3RT \lg K_T.$$

При 298 К (25 °С) это уравнение преобразуется к виду

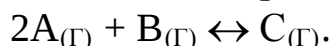
$$\Delta G^\circ_{298} = -5,69 \lg K_{298},$$

где ΔG_{298} выражено в кДж/моль. Как показывают последние уравнения, отрицательный знак ΔG° возможен только в том случае, если $\lg K > 0$, т.е

$K > 1$, а положительный - если $\lg K < 0$, т. е. $K < 1$. Это значит, что при отрицательных значениях ΔG° равновесие смещено в направлении прямой реакции и выход продуктов реакции сравнительно велик; при положительном знаке ΔG° равновесие смещено в сторону обратной реакции и выход продуктов прямой реакции сравнительно мал. В связи с этим следует подчеркнуть, что знак ΔG° указывает на возможность или невозможность протекания реакции только в стандартных условиях, когда все реагирующие вещества находятся в стандартных состояниях. В общем же случае возможность (или невозможность) протекания реакции определяется знаком ΔG , а не ΔG° .

2.ТИПОВЫЕ ЗАДАЧИ И ИХ РЕШЕНИЕ

Пример 1. Расчёт скорости реакции по концентрации реагирующих веществ. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению



Начальные концентрации веществ: $[A]=0,5$ моль/л, $[B]=0,3$ моль/л.

Во сколько раз изменится скорость реакции по сравнению с первоначальной к моменту времени, когда прореагирует 40% исходного количества вещества А?

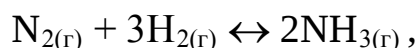
Решение

Согласно закону действующих масс, скорость химической реакции при постоянной температуре пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. В данном случае выражение для скорости прямой реакции имеет вид $V = k [A]^2 [B]$, где - V и k соответственно скорость и константа скорости прямой реакции. К моменту времени, когда прореагирует 40% исходного количества вещества А, его концентрация уменьшится на 0,2 моля (40% от 0,5 моля равно $0,5 \cdot 0,4 = 0,2$ моля) и станет равной $0,5 - 0,2 = 0,3$ моль/л. Концентрация вещества в этом случае уменьшится на 0,1 моля (2 моля вещества А реагируют с 1 молем вещества В) и станет равной $0,3 - 0,1 = 0,2$ моль/л. Чтобы найти, во сколько раз при этом изменится скорость прямой реакции, рассчитаем отношение

$$\frac{0,5^2 \cdot 0,3}{0,3^2 \cdot 0,2} = 4,1,$$

т.е. скорость прямой реакции уменьшится в 4,1 раза.

Пример 2. Расчёт константы равновесия через равновесные концентрации веществ. Рассчитать константу равновесия реакции



если начальные концентрации веществ (моль/л) : $[N_2]=2$, $[H_2]=8$, $[NH_3]=0$ и к моменту равновесия прореагировало 10% исходного вещества N_2

Решение

По условию задачи к моменту равновесия прореагировало 10% исходного количества азота, т.е. 0,2 моль. Учитывая стехиометрические коэффициенты реакции, определим количества прореагировавших веществ и их равновесные концентрации:

$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$			
Концентрация, Моль/л.			
Исходная	2	8	0
Прореагировавшего вещества	0,2	0,6	
Равновесная	1,8	7.4	0,4

Запишем выражение для константы равновесия данного процесса:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}.$$

И рассчитаем ее значение:

$$K_c = \frac{0,4^2}{1,8 \cdot 7,4^3} = 2 \cdot 10^{-4}.$$

Пример 3. Определение изменения скорости реакции вследствие изменения температуры. Вычислить, во сколько раз увеличится скорость при увеличении температуры на 40° , если температурный коэффициент данной реакции равен 3.

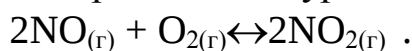
Решение

Число показывающее, во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры на 10° , называется температурным коэффициентом γ . Можно записать

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10},$$

где V_{T_1} и V_{T_2} — скорости химической реакции при температурах T_1 и T_2 ; множитель $\gamma^{(T_2 - T_1)/10}$ показывает увеличение скорости реакции при повышении температуры от T_1 до T_2 . В данном случае температура повысилась на 40° ($T_2 - T_1 = 40^\circ$), следовательно, скорость реакции возросла в $3^4 = 81$ раз.

Пример 4. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия. Реакция протекает по уравнению



В каком направлении сместится равновесие процесса при повышении давления в системе в 2 раза ? Во сколько раз при этом изменяется скорости прямой и обратной реакции ?

Решение

Если реакция протекает в закрытом сосуде, то по мере протекания прямой реакции давление в системе уменьшается, так как уменьшается число молей газообразных веществ. Протекание обратной реакции, идущей с увеличением числа молей газообразных веществ, увеличивает давление в системе. Согласно принципу Ле Шателье, увеличение давления в данной системе должно смещать равновесие вправо, так как при этом давление в системе будет уменьшаться (увеличение давления должно приводить к усилению процесса, уменьшающего давление).

Для того чтобы определить, во сколько раз изменяется скорости прямой и обратной реакций при повышении давления в два раза, запишем выражение скоростей:

$$V = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2];$$

$$V = k [\text{NO}_2]^2.$$

Так как при повышении давления в 2 раза концентрации реагирующих веществ также возрастают в 2 раза, соответствующее изменение скоростей будет равным

$$V = k (2[\text{NO}])^2 2[\text{O}_2] = 8k[\text{NO}]^2 [\text{O}_2];$$

$$V = k(2[\text{NO}_2])^2 = 4k[\text{NO}_2]^2,$$

т.е. скорость прямой реакции возрастет в 8 раз, а скорость обратной реакции в 4 раза.

Пример 5. Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия. В каком направлении сместится равновесие реакции



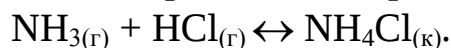
при повышении температуры? Как при этом изменится константа равновесия реакции? Для прямой или обратной реакции температурный коэффициент выше?

Решение

Так как данная реакция является эндотермической, т.е. протекает с поглощением тепла, то при нагревании, согласно принципу Ле Шателье, равновесие смещается вправо. Это значит, что при повышении температуры возрастают скорости как прямой, так и обратной реакции, но скорость прямой (эндотермической) реакции возрастает в большее число раз, чем скорость обратной (экзотермической) реакции. Отсюда следует, что температурный коэффициент прямой реакции больше, чем обратной.

Так как при нагревании равновесие данного процесса смещается вправо, т.е. возрастают концентрации продуктов реакции, константа равновесия увеличивается.

Пример 6. Применение закона действия масс к гетерогенным реакциям. Записать выражение константы равновесия процесса



Решение

Данная реакция является гетерогенной, т.е. протекающей на поверхности раздела фаз (газ - твердое вещество). В выражении закона действующих масс учитываются только концентрации газообразных веществ, поэтому от концентрации веществ зависит только скорость прямой реакции:

$$V = k[\text{NH}_3]^2[\text{HCl}], V = \text{const.}$$

А скорость обратной реакции, если не изменяется температура, постоянна. Константа равновесия

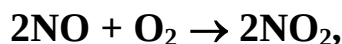
$$K_c = \frac{1}{[\text{NH}_3][\text{HCl}]} ;$$

$$K_p = \frac{1}{P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}}} .$$

3. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

Билет 1

1. Как изменится скорость реакции



если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза?

- а) уменьшается в 4 р.; в) возрастет в 4 р.;
- б) уменьшается в 8 р.; г) уменьшается в 16 р.

2. Увеличение скорости реакции с повышением температуры вызывается главным образом:

- а) увеличением средней кинетической энергии молекул;
- б) возрастанием числа активных молекул;
- в) ростом числа столкновения.

3. От чего зависит скорость химической реакции?

- а) от природы реагирующих веществ, концентрации;
- б) температуры, концентрации, природы реагирующих веществ;
- в) катализатора;
- г) энергии активации.

4. Написать выражение закона действия масс для реакции



- а) $V = k[\text{CaO}] [\text{CO}_2]$; г) $V = k[\text{CO}_2]$;
- б) $V = k[\text{CaCO}_3]$;
- в) $V = k [\text{CaCO}_3] [\text{CaO}]$; д) $V = k$.

5. Как влияет катализатор на значение константы равновесия?

- а) повышает; б) понижает; в) не влияет.

Билет 2

1. В системе $A(г) + 2B(г) = C(г)$ равновесные концентрации равны $[A] = 0,06$, $[B] = 0,12$ $[C] = 0,246$ моль/л. Найти исходные концентрации веществ А и В.

- | | |
|---|---|
| а) $[A]_o = 0,276$ моль/л,
$[B]_o = 0,552$ моль/л; | б) $[A]_o = 0,208$ моль/л,
$[B]_o = 0,550$ моль/л; |
| в) $[A]_o = 0,128$ моль/л,
$[B]_o = 0,24$ моль/л; | г) $[A]_o = 0,06$ моль/л,
$[B]_o = 0,12$ моль/л. |

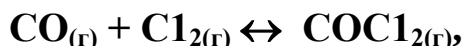
2. Скорость каких реакций увеличивается с ростом температуры?

- а) любых; б) эндотермических; в) экзотермических; г) гетерогенных; д) гомогенных.

3. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению значения константы равновесия?

- а) изменение давления; в) изменение концентрации реагирующих веществ; б) изменение температуры; г) замена катализатора.

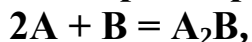
4. В каком направлении сместится равновесие в системе



если при неизменной температуре уменьшить объем газовой смеси?

- а) вправо; б) влево; в) не изменится.

5. Во сколько раз изменится скорость реакции



если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?

- а) уменьшится в 8 раз; б) не изменится; в) увеличится в 2 раза; г) уменьшится в 16 раз; д) увеличится в 16 раз.

Билет 3

1. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора?

- а) увеличением средней кинетической энергии молекул;
б) возрастанием числа столкновений;
в) ростом числа активных молекул.

2. В каком направлении сместится равновесие в системе

$\text{Fe}_{(к)} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ при увеличении давления?

- а) в сторону прямой реакции;
- б) в сторону обратной реакции;
- в) не изменится.

3. Если константы скорости одной реакции (k^1) больше константы второй скорости (k^{11}), то какое соотношение между энергиями активации этих реакций верно?

- а) $E_a' > E_a''$; б) $E_a' = E_a''$; в) $E_a' < E_a''$; г) нельзя определить.

4. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 К до 300 К скорость увеличилась в 2 раза ?

- а) 49,9 к Дж/моль; в) 10 к Дж/моль;
- б) 26,5 к Дж/моль г) 82,9 к Дж/моль.

5. Дана реакция $2\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} \leftrightarrow \text{C}_{(г)}$.

Начальные концентрации $[\text{A}]_0 = 0,5$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,3$ моль/л.

Во сколько раз изменится скорость по сравнению с первоначальной к моменту времени, когда прореагирует 40 % А?

- а) 2,3; б) 0,4; в) 4; г) не изменится

Билет 4

1. Что произойдет при повышении температуры?

$\text{PCl}_{5(г)} \leftrightarrow \text{PCl}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$; $\Delta H^0 = 92,45$ Дж.

- а) давление увеличится в 2 раза;
- б) равновесие сместится влево;
- в) равновесие сместится вправо;
- г) увеличится концентрация исходных веществ.

2. $\text{NH}_{3(г)} + \text{HCl}_{(г)} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(к)}$.

Что можно сказать об этой реакции?

- а) гетерогенная; б) эндотермическая; в) гомогенная;
- г) экзотермическая; д) нет верного ответа.

3. Изменится ли значение константы скорости реакции:

1) при замене одного катализатора другим;

2) при изменении концентрации реагирующих веществ?

- а) 1 – да, 2 – нет; в) 1 – да, 2 – да;
- б) 1 – нет, 2 – да; г) 1 – нет, 2 – нет.

4. Через некоторое время после начала реакции $3A + B \rightarrow 2C + D$ концентрации веществ составили: $[A] = 0,03$ моль/л; $[B] = 0,01$ моль/л; $[C] = 0,008$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ?

- а) $[A]_0 = 0,03$ моль/л, $[B]_0 = 0,01$ моль/л;
- б) $[A]_0 = 0,09$ моль/л, $[B]_0 = 0,02$ моль/л;
- в) $[A]_0 = 0,016$ моль/л, $[B]_0 = 0,04$ моль/л;
- г) $[A]_0 = 0,042$ моль/л, $[B]_0 = 0,014$ моль/л.

5. Сколько времени потребуется для осуществления реакции при 60°C , если при 30°C она протекает за 4 мин 3 сек (температурный коэффициент равен 3)?

- а) 1 сек.;
- б) 12 мин. 9 сек.;
- в) 9 сек.;
- г) 3 сек.

Билет 5

1. Две реакции протекают при 75°C с одинаковой скоростью $\gamma_1 = 2$, $\gamma_2 = 2,5$. Найти отношение скорости этих реакций при температуре 95°C .

- а) 4,77; б) 5,97; в) 11,2; г) 3,5.

2. Изменится ли константа скорости реакции, если увеличить концентрации исходных веществ?

- а) да; в) изменится в зависимости от давления;
- б) нет; г) изменится в зависимости от скорости реакции.

3. Найти константу равновесия реакции $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$, если начальная концентрация NO_2 составляет 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия продиссоциировало 50% N_2O_4 .

- а) 0,03; в) 1,12; б) 0,16; г) 0,04.

4. Что произойдет с системой при повышении давления?

$CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)}$; $\Delta H^0 = -568$ кДж.

- а) равновесие сместится влево;
- б) ничего не изменится;
- в) равновесие сместится вправо;
- г) повысится температура.

5. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 °С скорость возросла в 15,6 раза?

- а) 1,5; в) 2,5;
б) 2; г) 3.

4.ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

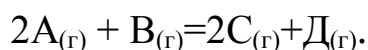
1. Написать выражения зависимости скорости одностадийных реакций от концентрации реагирующих веществ:

- 1) $A_{(г)} + 2B_{(г)} = C_{(г)}$;
2) $2A_{(ж)} + B_{(г)} = C_{(г)}$;
3) $A_{(ж)} + 2B_{(ж)} = C_{(ж)}$;
4) $A_{(р)} + 2B_{(р)} = C_{(р)}$.

2. Написать выражение зависимости скорости одностадийной реакции от парциальных давлений реагентов: $2A_{(г)} + B_{(г)} = C_{(г)} + D_{(г)}$.

3. Какие факторы определяют значение константы скорости химической реакции? Зависит ли константа скорости, подобно скорости реакции, от природы реагирующих веществ, их концентрации, давления, температуры, катализатора? Может ли изменяться значение константы скорости в ходе реакции?

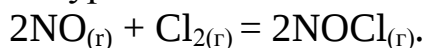
4. При смещении газообразных веществ А и В протекает химическая реакция



Известно, что через некоторое время после реакции концентрации веществ составляли: $[A] = 2$ моль/л; $[B] = 1$ моль/л; $[C] = 1,6$ моль/л.

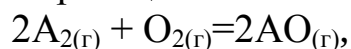
Вычислить исходные концентрации веществ А и В.

5. Реакция идёт согласно уравнению



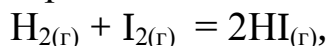
Концентрации исходных веществ до начала реакции составляли: $[NO] = 0,4$ моль/л; $[Cl_2] = 0,3$ моль/л. Во сколько раз изменится скорость реакции по сравнению с первоначальной в тот момент, когда успеет прореагировать половина оксида азота ?

6. Как изменится скорость реакции



если реакционную смесь вдвое обогатить кислородом?

7. Как изменится скорость реакции



если вдвое увеличить: а) давление в системе; б) концентрацию йода в системе; в) объем системы без изменения количества веществ ?

8. В начальный момент протекания реакции $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$ концентрации веществ были: $[N_2] = 1,5 \text{ моль/л}$; $[H_2] = 2,5 \text{ моль/л}$; $[NH_3] = 0 \text{ моль/л}$. Определить концентрации азота и водорода в тот момент, когда концентрация аммиака станет равной $0,5 \text{ моль/л}$.

9. Начальные концентрации веществ в реакции $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ были (моль/л): $[CO] = 1,5$; $[CO_2] = 0,4$; $[H_2O] = 0,6$; $[H_2] = 0,2$.

Вычислить концентрации всех участвующих в реакции веществ, после того как прореагировало $60\% H_2O$.

10. В системе $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} = COCl_{2(г)}$ концентрацию CO увеличивали от $0,3$ до $1,2 \text{ моль/л}$, а концентрацию хлора - от $0,2$ до $0,6 \text{ моль/л}$. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?

11. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$, если:
а) увеличить давление системы в два раза; б) уменьшить объём системы в два раза; в) повысить концентрацию NO в два раза?

12. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость реакции возрастает в 16 раз?

13. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3 . Как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 80 до $130^\circ C$?

14. В чём отличие "активных" молекул от неактивных? Что такое "энергия активации"? Можно ли энергию активации рассматривать как суммарную энергию диссоциации химических связей в исходных молекулах?

15. Энергия активации одной реакции составляет 84 кДж/моль , а другой -160 кДж/моль . Для какой реакции и почему характерен более высокий температурный коэффициент?

16. Зависит ли константа скорости химической реакции от величины энергии активации?

17. Какую роль в каталитической активности твердых веществ играет величина поверхности, наличие примесей и дефектов решетки?

18. При каких температурах, высоких или низких, катализатор играет более существенную роль?

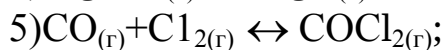
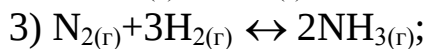
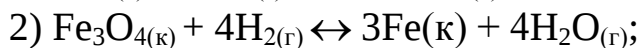
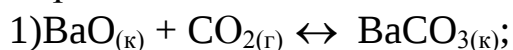
19. Какую роль играет катализатор при протекании химических реакций? Что произойдет со скоростью химической реакции, если уменьшить E_a прямой реакции?

21. Как влияет повышение давления на смещение равновесия реакции, идущей в газовой фазе?

22. Привести примеры практически необратимых процессов в случае реакций, протекающих в растворах?

23. Для какой реакции – прямой или обратной – энергия активации больше, если прямая реакция идет с выделением теплоты?

24. Записать выражения для констант равновесия следующих обратимых реакций:



25. Какие из перечисленных факторов влияют на величину константу равновесия: природа реагирующих веществ, их концентрация, общее давление; наличие катализаторов, температура, путь, по которому система достигает равновесия?

26. Почему в цепной реакции $\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{HCl}_{(г)}$ зарождение цепи начинается с радикала Cl, а не с радикала H?

27. Константа равновесия реакции $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} = 2\text{NH}_{3(г)}$ $K_c = 0,1$ (673K). Равновесные концентрации: $[\text{H}_2] = 0,6$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 0,18$ моль/л. Вычислить начальную и равновесную концентрацию азота.

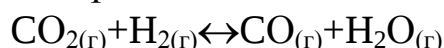
28. Определить равновесную концентрацию водорода в реакции $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} = 2\text{HI}_{(г)}$, если исходная концентрация $[\text{HI}]$ составляет 0,6 моль/л, а константа равновесия данной реакции при некоторой температуре $K_c = 0,12$.

29. При некоторой температуре константа равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_{4(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$ $K_c = 0,26$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,3 моль/л. Вычислить равновесную и начальную концентрацию N_2O_4 . Сколько этого вещества в процентах продиссоциировало к моменту равновесия?

30. При синтезе Фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_{2(г)} + \text{CO}_{(г)} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(г)}$. Определить исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации: $[\text{Cl}_2] = 2,5$ моль/л; $[\text{CO}] = 1,8$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 3,2$ моль/л

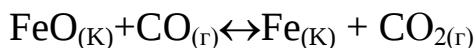
31. Рассчитать константу равновесия реакции $\text{PCl}_{5(г)} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$, если при некоторой температуре к моменту равновесия продиссоциировало 54% PCl_5 , а исходная концентрация его была равна 1 моль /л.

32. Константа равновесия реакции



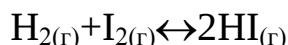
при некоторой температуре равна единице. Определить: а) какой процент CO_2 прореагирует к моменту равновесия, если смешать 1 моль CO_2 и 5 молей H_2 ; б) в каких объемных соотношениях были взяты CO_2 и H_2 , если к моменту равновесия в реакцию вступило 90 % первоначального количества водорода?

33. Константа равновесия реакции



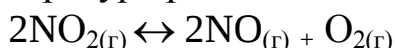
при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO₂, если начальные концентрации этих веществ составляли: [CO]=0,05 моль/л; [CO₂]=0,01 моль/л:

34. Равновесие в системе



установилось при следующих концентрациях: [H₂]=0,25 моль/л; [I₂]=0,05 моль/л; [HI]=0,9 моль/л. Определить исходные концентрации иода и водорода.

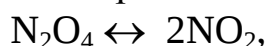
35. При некоторой температуре равновесие в системе



установилось при следующих концентрациях: [NO₂]=0,06 моль/л; [NO]=0,24 моль/л; [O₂]=0,12 моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO₂.

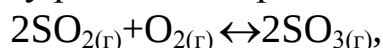
36. Для реакции: $\text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{HBr}_{(г)}$ при некоторой температуре $K_c=1$. Определить состав (в процентах по объему) равновесной реакционной смеси, если исходная смесь состояла из 3 молей H₂ и 2 молей Br₂.

37. Найти константу равновесия реакции



если начальная концентрация N₂O₄ составляла 0,08 моль/л, а к моменту равновесия продиссоциировало 50% N₂O₄.

38. Вычислить константу равновесия реакции



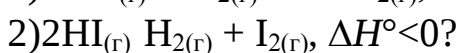
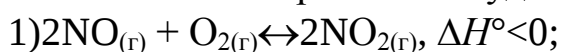
если равновесная концентрация SO₃ равна 0,04 моль/л, а исходные концентрации веществ [SO₂]=1 моль/л; [O₂]=0,8 моль/л:

39. Константа равновесия реакции $\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ при некоторой температуре равна 1. В каких объемных соотношениях нужно взять углекислый газ и водород, чтобы к моменту равновесия прореагировало 60% исходного количества водорода? Как изменится давление в системе к моменту наступления равновесия?

40. При 60°C реакция протекает за 3 мин. За какое время будет протекать та же реакция при 90°C, если тепловой коэффициент равен 2,5?

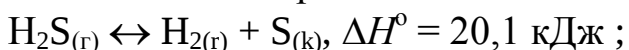
41. Как изменится скорость реакции $\text{SO}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{SO}_2\text{Cl}_{2(г)}$, если увеличить давление в 2 раза и уменьшить объем в 4 раза?

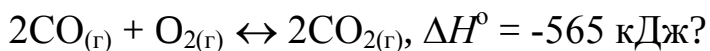
42. В каком направлении будет смещаться равновесие в системах



а) при увеличении концентрации исходных веществ; б) при увеличении давления; в) при увеличении температуры.

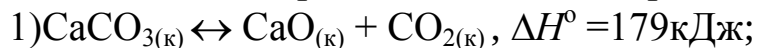
43. В каком направлении сместится равновесие реакций:





а) при повышении температуры; б) при повышении давления.

44. В каком направлении сместится равновесие реакций:



а) при понижении давления; б) при понижении температуры.

45. Константа равновесия некоторой реакции при 293К равна 10, а при 100К равна 1. С выделением или поглощением энергии протекает данная реакция?

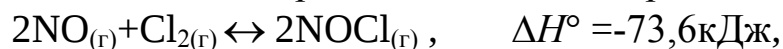
46. В каком направлении смещается равновесие экзотермической реакции при повышении температуры? Увеличивается или уменьшается при этом константа равновесия реакции?

47. Почему во многих случаях реакции практически не протекают, хотя ΔG° реакции отрицательно? Можно ли введением катализатора добиться протекания реакции?

48. Влияет ли введение катализатора в реакционную систему на выход продуктов реакции?

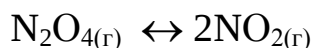
49. В каком направлении сместится равновесие реакции $2\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})}$, если концентрации всех участников реакции уменьшить в 3 раза?

50. Определить, в каком направлении сместится равновесие реакции



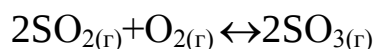
если общее давление в системе понизить в 4 раза и одновременно повысить температуру на 40°C (температурные коэффициенты прямой и обратной реакции соответственно равны 2 и 3).

51. Для реакции



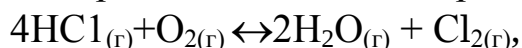
при 300 К константа равновесия K_c равна 0,67, а при 500К равна 3,3. На основании этих данных укажите знак ΔH° реакции. В каком направлении смещается равновесие процесса: при нагревании; при повышении давления? Во сколько раз изменяется скорости прямой и обратной реакций при повышении давления в 2 раза?

52. Для реакции



при 900К константа равновесия K_c равна 42,6, а при 950К равна 11. С выделением или поглощением тепла протекает данный процесс? В каком направлении смещается равновесие при нагревании? Как влияет повышение давления на смещение равновесия процесса?

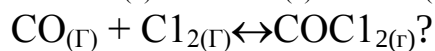
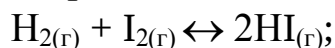
53. Указать, в каком направлении смещается равновесии реакции



для которой $\Delta H^\circ = -112,8 \text{ кДж}$, при повышении температуры. Увеличится

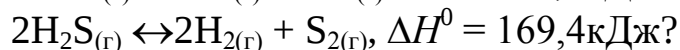
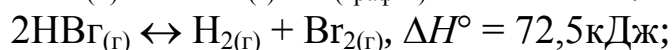
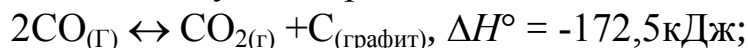
или уменьшится при этом константа равновесия процесса? Для прямой или обратной реакции температурный коэффициент будет выше?

54. Как влияет повышение давления на смещение равновесия следующих процессов:



Зависит ли скорость гетерогенных процессов от степени измельченности твердых веществ ?

55. Как влияет повышение давления и температуры на смещение равновесия следующих реакций:



5. ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Задание 1

Реакция протекает по уравнению $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})}$.

Определить:

1) исходные концентрации CO и Cl₂, если равновесные концентрации веществ (моль/л): [CO]=0,1 ; [Cl₂]=0,2 ; [COCl₂]=0,4 моль/л;

2) по равновесным концентрациям веществ рассчитать константу равновесия процесса K_c;

3) будет ли равно K_p и K_c;

4) во сколько раз давление в системе в начальный момент отличается от давления в момент равновесия

5) во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции при увеличении давления в системе в 2 раза, изменится ли при этом константа равновесия;

6) в каком направлении сместится равновесие процесса при нагревании, если для данной реакции $\Delta H^\circ < 0$; как изменится при этом константа равновесия реакции;

7) гомогенной или гетерогенной является данная реакция.

Задание 2

Реакция протекает по уравнению $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$.

Определить:

1) равновесные концентрации веществ, если исходная концентрация C₂H₆ равна 2 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 50% его исходного количества;

- 2) давление газовой смеси при равновесии, если реакция протекает при $T=1500\text{ K}$;
- 3) константу равновесия процесса при $T=1500\text{ K}$;
- 4) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении давления ;
- 5) как влияет повышение температуры на величину константы равновесия данной реакции, если $\Delta H^\circ > 0$;
- 6) в каком направлении сместится равновесие процесса при нагревании;
- 7) как влияет повышение концентрации водорода на смещение равновесия данного процесса.

Задание 3

Реакция протекает по уравнению $2\text{NO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$.

Определить:

- 1) какой была начальная концентрация NO_2 , если равновесие установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $[\text{NO}_2]=0,3$; $[\text{NO}]=0,8$; $[\text{O}_2]=0,4$ ($T=800\text{ K}$);
- 2) чему равна константа равновесия данной реакции ($T=800\text{ K}$);
- 3) во сколько раз изменится давление в системе к моменту равновесия по сравнению с первоначальным;
- 4) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при повышении давления в системе в 2 раза;
- 5) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении давления;
- 6) увеличится или уменьшится константа равновесия данного процесса при нагревании, если данная реакция является эндотермической;
- 7) какими будут равновесные концентрации веществ, если исходная концентрация NO_2 равна 6 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 50% его исходного количества ($T=850\text{ K}$).

Задание 4

Реакция протекает по уравнению $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})}$.

Определить:

- 1) чему равно значение константы равновесия реакции, если при некоторой температуре равновесные концентрации веществ следующие (моль/л): $[\text{SO}_2]=1,5$; $[\text{O}_2]=0,6$; $[\text{SO}_3]=0,2$;
- 2) каковы исходные концентрации веществ (усл. 1);
- 3) какими будут равновесные концентрации веществ, если в начальный момент времени концентрации SO_2 и O_2 равны соответственно 2 и 4 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 25% первоначального количества SO_2 ;

4) во сколько изменятся скорости прямой и обратной реакций при уменьшении объёма системы в 2 раза;

5) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении температуры ($\Delta H^\circ < 0$);

6) как изменится константа равновесия процесса при нагревании;

7) зависит ли константа равновесия от концентрации веществ.

Задание 5

Реакция протекает по уравнению $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NOCl}_{(г)}$.

Определить:

1) чему равна константа равновесия данного процесса, если исходные концентрации NO и Cl_2 равны соответственно 0.5 и 0.2 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 20% первоначального количества NO;

2) во сколько раз изменится давление в системе к моменту равновесия по сравнению с первоначальным;

3) чему равна исходная концентрация хлора, если равновесные концентрации NO и NOCl соответственно равны 0,5 и 0,8 моль/л (значение K_c взять из условия 1);

4) в каком направлении сместится равновесие процесса при увеличении объёма системы;

5) в каком направлении сместится равновесие процесса при увеличении в равновесной системе концентрации хлора;

6) как влияет повышение температуры на смещение равновесия процесса, если $\Delta H^\circ_{\text{NOCl}} = 52,7$ кДж/моль , а $\Delta H_{\text{NO}} = 90,4$ кДж/моль;

7) для какой реакции, прямой или обратной, энергия активации выше.

Задание 6

Реакция протекает по уравнению $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{SO}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$.

Определить:

1) чему равно значение константы равновесия процесса, если при некоторой температуре из 1 моля SO_2Cl_2 , находящегося в сосуде емкостью 20 л, к моменту равновесия разлагается 0,5 моля;

2) увеличивается или уменьшается давление в системе по мере протекания прямой реакции;

3) какой была исходная концентрация SO_2Cl_2 , если равновесные концентрации SO_2Cl_2 и Cl_2 оказались равными по 0,03 моль/л;

4) как влияет повышение температур на скорости прямой и обратной реакций, на смещение равновесия данного процесса, если $\Delta H^\circ > 0$;

5) влияет ли концентрация реагирующих веществ на константу скорости реакции, на константу равновесия;

6) для прямой или обратной реакции энергия активации больше;

7) гомогенной или гетерогенной является данная реакция.

Задание 7

Реакция протекает по уравнению $C_{(\text{графит})} + O_{2(g)} \leftrightarrow CO_{2(g)}$.

Определить:

- 1) чему равна константа равновесия данного процесса, если равновесное парциальное давление CO_2 равно 20,2 кПа, а давление газовой смеси при равновесии 101,2 кПа;
- 2) влияет ли давление на смещение равновесия данного процесса;
- 3) чему равна равновесная концентрация CO_2 , если исходная концентрация кислорода 2 моль/л (значение константы равновесия взять из условия 1);
- 4) влияет ли степень измельченности графита на скорость протекания прямой реакции;
- 5) в каком направлении смещается равновесие процесса при нагревании; увеличивается или уменьшается константа равновесия реакции при повышении температуры;
- 6) почему при обычных условиях эта реакция практически не протекает, в то время как $\Delta G < 0$;
- 7) какие факторы влияют на константу скорости реакции.

Задание 8

Реакция протекает по уравнению $Fe_2O_{3(k)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2Fe_{(k)} + 3H_2O_{(g)}$.

Определить:

- 1) гомогенной или гетерогенной является данная реакция;
- 2) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при повышении давления в 3 раза; сместится ли при этом равновесие процесса;
- 3) как влияет повышение температуры на величину константы равновесия реакции, если $\Delta H > 0$;
- 4) влияет ли степень измельченности твердого вещества на скорость реакции;
- 5) в каком направлении сместится равновесие при увеличении в системе парциального давления водорода;
- 6) константу равновесия реакции при некоторой температуре, если в начальный момент времени парциальное давление водорода 101,3 кПа и к моменту равновесия прореагировало 20% его первоначального количества;
- 7) будет ли K_p равно K_c .

Задание 9

Реакция протекает по уравнению $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$.

Определить:

- 1) константу равновесия, если при некоторой температуре равновесные концентрации веществ следующие (моль/л): $[\text{CO}]=0,1$; $[\text{H}_2\text{O}]=0,4$; $[\text{H}_2]=0,2$; $[\text{CO}_2]=0,2$.
- 2) по приведенным выше равновесным концентрациям веществ исходные концентрации CO и H_2O ;
- 3) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при уменьшении объёма системы в 2 раза;
- 4) как влияет повышение давления и температуры ($\Delta H^\circ < 0$) на смещение равновесия данной реакции;
- 5) в каком направлении смещается равновесие процесса при повышении концентрации CO_2 и CO ;
- 6) влияют ли концентрации веществ на константу равновесия;
- 7) какими будут равновесные концентрации веществ, если начальные концентрации CO и H_2O соответственно равны 0,2 и 0,4 моль/л и к моменту равновесия при некоторой температуре прореагировало 40% исходного количества CO .

Задание 10

Реакция протекает по $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$.

Определить:

- 1) равновесные концентрации газов, если начальная концентрация паров воды 0,1 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 20% её первоначального количества;
- 2) константу равновесия реакции, если при некоторой температуре равновесные концентрации веществ оказались равными 0,1 моль/л;
- 3) экзо- или эндотермической является данная реакция, если при повышении температуры равновесие смещается вправо;
- 4) как влияет повышение температуры на скорости прямой и обратной реакций; для каких из них температурный коэффициент будет больше;
- 5) как влияет степень измельченности графита на скорость протекания реакции;
- 6) в каком направлении смещается равновесие при повышении давления; влияет ли давление на величину константы равновесия;
- 7) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при повышении давления в 2 раза.

Задание 11

Реакция протекает по уравнению $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$.

Определить:

- 1) сколько молей HI образуется из 2 молей H_2 и 1 моля I_2 к моменту равновесия, если константа равновесия реакции при некоторой температуре равна 50;
- 2) как изменится константа равновесия данной эндотермической реакции при нагревании; в каком направлении сместится равновесие процесса при нагревании;
- 3) почему энергия активации реакции меньше суммарной энергии, необходимой для разрыва связей в исходных молекулах;
- 4) влияет ли повышение давления на смещение равновесия данного процесса;
- 5) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при увеличении давления в 3 раза;
- 6) в чём сущность влияния катализатора на скорость реакции; влияет ли катализатор на константу равновесия;
- 7) гомогенной или гетерогенной является данная система.

Задание 12

Реакция протекает по уравнению $\text{C}_{(\text{графит})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CCl}_{4(\text{г})}$.

Определить:

- 1) исходную концентрацию хлора в системе, если равновесные концентрации хлора и четыреххлористого углерода оказались равными соответственно 0,8 и 0,3 моль/л;
- 2) увеличивается или уменьшается давление в системе по мере протекания прямой реакции;
- 3) экзо - или эндотермической является данная реакция, если при повышении температуры равновесие смещается влево;
- 4) увеличивается или уменьшается константа равновесия данной реакции при нагревании;
- 5) для какой реакции, прямой или обратной, температурный коэффициент будет выше;
- 6) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакции при повышении давления в системе в 2 раза;
- 7) почему при обычных условиях скорость протекания реакции не значительна, хотя $\Delta G < 0$.

Задание 13

Реакция протекает по уравнению $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$.

Определить:

1) константу равновесия реакции, если при некоторой температуре равновесные концентрации веществ (моль/л) следующие: $[N_2]=11$; $[H_2]=2$; $[NH_3]=3$;

2) исходные концентрации водорода и азота по приведенным выше равновесным концентрациям веществ,

3) во сколько раз изменится давление в системе к моменту равновесия по сравнению с первоначальным;

4) как изменятся скорости прямой и обратной реакций при увеличении давления в системе в 2 раза;

5) экзо - или эндотермической является данная реакция, если при нагревании равновесие процесса смещается влево;

6) на основании смещения равновесия при нагревании сделайте вывод, для какой реакции, прямой или обратной, температурный коэффициент выше;

7) почему при введении катализатора скорость реакции возрастает.

Задание 14

Реакция протекает по уравнению $FeO_{(к)} + CO_{(г)} \leftrightarrow Fe_{(к)} + CO_{2(г)}$.

Определить:

1) равновесные концентрации CO и CO₂, если начальные концентрации данных веществ были соответственно равны 0,05 и 0,01 моль/л и константа равновесия процесса равна 0,5 ($T=1100\text{ K}$);

2) из условия 1 давление газовой смеси при равновесии;

3) влияет ли давление на смещение равновесия процесса;

4) в каком направлении смещается равновесие при нагревании, если данная реакция является экзотермической;

5) гомогенной или гетерогенной является данная система;

6) как влияет степень измельченности веществ на скорость реакции;

7) какие факторы влияют на величину константы равновесия: концентрация реагирующих веществ; введение катализатора; давление; температура; увеличение степени дисперсности твердых веществ.

Задание 15

Реакция протекает по уравнению $CaCO_{3(к)} \leftrightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$.

Определить:

1) зависит ли равновесное парциальное давление CO₂ от первоначально взятого количества карбоната кальция, если температура и объем системы постоянны.

2) зависит ли константа равновесия данного процесса от степени измельченности твердых веществ;

3) в каком направлении смещается равновесие процесса при нагревании, если $\Delta H^\circ > 0$ как при этом изменится константа равновесия;

- 4) направление смещения равновесия при увеличении парциального давления CO_2 ;
- 5) количество фаз, составляющих данную систему;
- 6) зависит ли количество разложившегося карбоната кальция от его первоначально взятого количества, если объем и температура системы постоянны,
- 7) факторы, влияющие на скорость химической реакции.

Задание 16

Реакция протекает по уравнению $\text{PCl}_{5(\Gamma)} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\Gamma)} + \text{Cl}_{2(\Gamma)}$.

Определить:

- 1) константу равновесия процесса, если при некоторой температуре равновесие установилось при концентрациях всех веществ, равных 0,1 моль/л;
- 2) исходную концентрацию PCl_5 , если равновесные концентрации веществ равны 0,1 моль/л;
- 3) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при повышении давления в системе в 2 раза;
- 4) с выделением или поглощением тепла протекает данный процесс, если при нагревании равновесие смещается вправо; как меняется при этом константа равновесия;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) для какой реакции, прямой или обратной, температурный коэффициент скорости будет больше, если при нагревании равновесии реакции смещается вправо;
- 7) будут ли равны K_p и K_c .

Задание 17

Реакция протекает по уравнению $\text{CO}_{2(\Gamma)} + \text{C}_{(\text{графит})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\Gamma)}$.

Определить:

- 1) константу равновесия процесса, если при некоторой температуре равновесие установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $[\text{CO}_2]=0,2$; $[\text{CO}]=0,1$;
- 2) исходную концентрацию CO_2 по известным равновесным концентрациям веществ (усл.1);
- 3) направление смещения равновесия при повышении температуры, если данная реакция является эндотермической;
- 4) для какой реакции, прямой или обратной, энергия активации выше, если $\Delta H > 0$;
- 5) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при понижении давления в системе в 2 раза;

6) зависит ли константа равновесия от температуры, давления, наличия катализатора;

7) как влияет степень измельченности графита на скорость протекания прямой реакции.

Задание 18

Реакция протекает по уравнению $2\text{N}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow 2\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$.

Определить:

1) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при повышении давления в системе в 2 раза;

2) в каком направлении смещается равновесие процесса при повышении давления;

3) направление смещения равновесия при нагревании, если данная реакция является экзотермической;

4) увеличивается или уменьшается константа равновесия реакции при нагревании;

5) равновесные концентрации веществ, если при некоторой температуре исходная концентрация N_2O была равной 0,2 моль/л и к моменту равновесия при данной температуре прореагировало 20 % исходного количества N_2O ;

6) гомогенной или гетерогенной является данная система;

7) как влияет на смещение равновесия увеличение в системе концентрации кислорода.

Задание 19

Реакция протекает по уравнению $\text{Fe}_{(к)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow \text{FeO}_{(к)}$.

Определить:

1) гомогенной или гетерогенной является данная система, выражение K_p и K_c ;

2) влияет ли степень измельченности твердых веществ на скорости реакций, на смещение равновесия процесса;

3) в каком направлении смещается равновесие реакции при повышении давления; меняется ли при этом константа равновесия;

4) смещение равновесия данной экзотермической реакции при нагревании; как при этом изменяется константа равновесия;

5) как влияет на смещение равновесия процесса увеличение в равновесной системе концентрации кислорода;

6) будет ли равновесное парциальное давление кислорода функцией только температуры;

7) какие факторы влияют на константу равновесия процесса.

Задание 20

Реакция протекает по уравнению $\text{CaO}_{(\text{к})} + 3\text{C}_{(\text{графит})} \leftrightarrow \text{CaC}_{2(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$.

Определить:

- 1) гомогенной или гетерогенной является данная система; выражение K_p и K_c ;
- 2) какие факторы будут влиять на равновесное парциальное давление CO ;
- 3) направление смещения равновесия реакции при повышении давления в системе при нагревании, если данная реакция является эндотермической;
- 4) увеличится или уменьшится константа равновесия реакции при нагревании;
- 5) как влияет степень дисперсности твердых веществ на скорость реакции;
- 6) какие факторы влияют на константу скорости реакции;
- 7) почему повышение температуры увеличивает константу скорости реакции.

Задание 21

Реакция протекает по уравнению $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ $\Delta H^\circ < 0$

Определить:

- 1) первоначальные концентрации HCl и O_2 , если в момент равновесия концентрации участвующих веществ равны (моль/л): $[\text{HCl}] = 3$; $[\text{O}_2] = 9$; $[\text{Cl}_2] = 2$; $[\text{H}_2\text{O}] = 2$;
- 2) по приведённым выше равновесным концентрациям веществ константу равновесия;
- 3) влияют ли концентрации веществ на константу равновесия;
- 4) в какую сторону сместится равновесие при повышении давления;
- 5) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении температуры системы;
- 6) для какой реакции, прямой или обратной, E_a выше;
- 7) гомогенной или гетерогенной является данная реакция.

Задание 22

Реакция протекает по уравнению $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HBr}_{2(\text{г})}$.

Определить:

- 1) состав равновесной реакционной смеси, если исходная смесь состояла из 3 молей H_2 и 2 молей Br_2 ($K_c = 1$);
- 2) исходные концентрации H_2 и Br_2 , если в момент равновесия их концентрации равны (моль/л): $[\text{HBr}] = 0,01$; $[\text{H}_2] = 0,05$; $[\text{Br}_2] = 0,01$;
- 3) будет ли равно K_p и K_c ;

- 4) в каком направлении сместится равновесие процесса, если в зону реакции влить катализатор;
- 5) во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакций при уменьшении объёма системы в 2 раза;
- 6) в каком направлении сместится равновесие при увеличении в системе парциального давления водорода;
- 7) какие факторы влияют на константу скорости реакции.

Задание 23

Реакция протекает по уравнению $2\text{NO}_{(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\Gamma)}$.

Определить:

- 1) константу равновесия, если равновесные концентрации веществ равны (моль/л): $[\text{NO}] = 0.4$, $[\text{O}_2] = 0.2$, $[\text{NO}_2] = 0.2$.
- 2) по приведенным выше равновесным концентрациям веществ исходные концентрации NO и O₂.
- 3) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении давления?
- 4) как изменится константа равновесия процесса при нагревании?
- 5) какими будут равновесные концентрации веществ, если в начальный момент времени концентрации NO и O₂ равны соответственно 3 и 6 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 30% первоначального количества NO?
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции при увеличении давления в системе в 4 раза?
- 7) зависит ли константа равновесия от концентрации веществ?

Задание 24

Реакция протекает по уравнению $\text{NH}_{3(\Gamma)} + \text{HCl}_{(\Gamma)} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(\Gamma)}$.

Определить:

- 1) константу равновесия процесса, если при некоторой температуре равновесие установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $[\text{NH}_3] = 0.1$, $[\text{HCl}] = 0.15$, $[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.2$;
- 2) равновесные концентрации NH₃, HCl, NH₄Cl, если начальные концентрации NH₃ и HCl равны (моль/л) 1,5, и 2 соответственно (K_c взять из условия 1);
- 3) в каком направлении сместится равновесие процесса при увеличении объёма системы;
- 4) как влияет повышение температуры на смещение равновесия процесса, если
 $\Delta H^\circ(\text{NH}_3) = -46,19$ кДж/моль,
 $\Delta H(\text{HCl}) = -92,4$ кДж/моль,

$$\Delta H^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}) = - 314,4 \text{ кДж/моль};$$

5) как изменится константа равновесия процесса при повышении температуры;

6) влияет ли концентрация реагирующих веществ на константу скорости реакции;

7) во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции при уменьшении объёма системы в 3 раза.

Задание 25

Реакция протекает по уравнению $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

Определить:

1) исходную концентрацию водорода, если равновесные концентрации H_2 и H_2O равны (моль/л): 3,0 и 2,0 соответственно;

2) увеличится или уменьшится давление в системе по мере протекания прямой реакции;

3) экзо- или эндотермической является данная реакция, если при повышении температуры равновесие смещается влево;

4) чему равна константа равновесия данного процесса, если равновесное парциальное давление H_2O равно 20,2 кПа, а давление газовой смеси при равновесии - 101,2 кПа;

5) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении концентрации H_2O ;

6) как влияет повышение температуры на скорость прямой и обратной реакции; для каких из них температурный коэффициент будет больше;

7) Гомогенной или гетерогенной является данная система.

Задание 26

Реакция протекает по уравнению $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H > 0$.

Определить:

1) начальную концентрацию N_2O_4 , если в некоторый момент времени после начала реакции концентрации N_2O_4 и NO_2 составили 1,5 и 3 М соответственно;

2) почему энергия активации реакции меньше суммарной энергии, необходимой для разрыва связей в исходных молекулах;

3) влияет ли повышение давления на смещение равновесия данного процесса;

4) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при увеличении давления в 3 раза;

5) для какой реакции, прямой или обратной, температурный коэффициент будет выше;

6) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении температуры системы;

7) увеличится или уменьшится константа равновесия при понижении температуры.

Задание 27

Реакция протекает по уравнению $2\text{CO}_{(\text{Г})} + \text{O}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(\text{Г})}$; $\Delta H < 0$.

Определить:

- 1) равновесные концентрации CO и O₂, если начальные концентрации веществ были соответственно равны 0,5 и 0,6 М и $K_c = 510$;
- 2) исходную концентрацию CO, если равновесные концентрации веществ равны 0,5 М;
- 3) как изменятся скорости прямой и обратной реакций при увеличении давления в системе в 2 раза;
- 4) почему при введении катализатора скорость реакции возрастает;
- 5) экзо- или эндотермической является данная реакция, если при нагревании равновесие процесса смещается влево;
- 6) направление смещения равновесия при увеличении парциального давления CO₂;
- 7) количество фаз, составляющих данную систему.

Задание 28

Реакция протекает по уравнению $3\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{К})} + \text{CO}_{(\text{Г})} \leftrightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{К})} + \text{CO}_{2(\text{Г})}$.

Определить:

- 1) константу равновесия процесса, если при некоторой температуре равновесие установилось при следующих концентрациях веществ: $[\text{CO}_2] = 0,4\text{М}$; $[\text{CO}] = 0,8\text{М}$;
- 2) исходную концентрацию CO по известным равновесным концентрациям веществ (усл. 1);
- 3) влияет ли давление на смещение равновесия процесса;
- 4) в каком направлении смещается равновесие при нагревании, если данная реакция является экзотермической;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) как влияет степень измельченности веществ на скорость реакции;
- 7) какие факторы влияют на величину константы равновесия: концентрация реагирующих веществ; введение катализатора; давление; температура; увеличение степени дисперсности твердых веществ.

Задание 29

Реакция протекает по уравнению $\text{CO}_{2(\text{Г})} + \text{H}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{Г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Г})}$.

Определить:

- 1) исходные концентрации веществ, если равновесные концентрации веществ следующие: $[\text{CO}_2] = 0,3\text{М}$; $[\text{CO}] = 0,5\text{М}$; $[\text{H}_2] = 0,8\text{М}$;
- 2) рассчитать K_c (равновесные концентрации взять из условия 1);

- 3) во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций при повышении давления в системе в 2 раза;
- 4) с выделением или поглощением тепла протекает данный процесс, если при нагревании равновесие смещается вправо; как меняется при этом константа равновесия;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) для какой реакции, прямой или обратной, температурный коэффициент скорости будет больше, если при нагревании равновесии реакции смещается вправо;
- 7) будут ли равны K_p и K_c .

Задание 30

Реакция протекает по уравнению $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$.

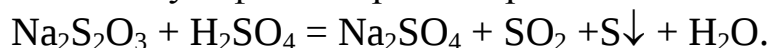
Определить:

- 1) равновесные концентрации газов, если начальная концентрация HCl и O_2 равны 2 и 4 моль/л соответственно, а к моменту равновесия прореагировало 25% HCl ;
- 2) K_c равновесные концентрации взять из условия 1;
- 3) направление смещения равновесия при нагревании, если данная реакция является экзотермической;
- 4) увеличивается или уменьшается константа равновесия реакции при нагревании;
- 5) как влияет на смещение равновесия процесса увеличение в равновесной системе концентрации кислорода;
- 6) какие факторы влияют на константу скорости реакции;
- 7) почему повышение температуры увеличивает константу скорости реакции.

5. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

В данной работе исследуют влияние концентрации веществ на скорость взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



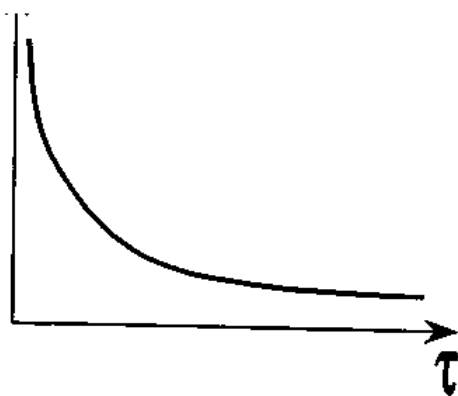
О скорости протекания реакции можно судить по времени появления серы в растворе в виде мути.

Для проведения опыта в пять стаканчиков емкостью 50 мл налить из бюреток 0,1М раствор тиосульфата натрия и воды, как указано в таблице:

Номер стаканчика	Объем ,мл		Время появления мути, с
	р-ра $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	
1	10	0	
2	8	2	
3	6	4	
4	4	6	
5	2	8	

В пробирки налить по 10 мл 0,5М раствора серной кислоты. Серную кислоту из одной пробирки налить в стаканчик 1 с раствором тиосульфата натрия, быстро перемешать раствор и отсчитать время от момента сливания растворов до появления в растворе мути (по метроному или секундомеру). Провести такие же опыты с другими растворами. Полученные данные записать в таблицу. По этим данным построить график зависимости скорости процесса (или τ до появления мути) от концентрации раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и сделать вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость реакции.

$C \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$



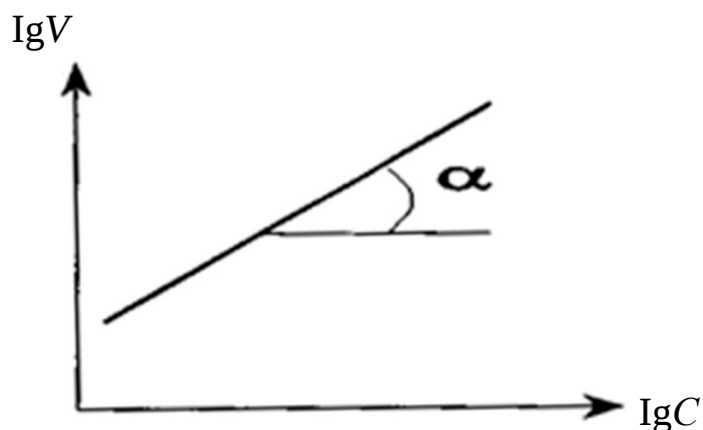
Скорость реакции зависит от концентрации по уравнению

$$V = k[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3][\text{H}_2\text{SO}_4].$$

Учитывая, что концентрация серной кислоты остаётся неизменной (в начальный момент реакции), её значение можно ввести в величину константы скорости реакции k и тогда уравнение примет вид $V = k_1[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]^n$.

Если представить эту зависимость в логарифмических координатах и определить величину угла α наклона прямой, то можно считать, что $\text{tg}\alpha=n$ - порядку реакции по тиосульфату, так как

$$\lg V = \lg k_1 + n \lg [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3].$$



Опыт 2. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость гетерогенных химических реакций

1. Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой. Уравновесить на весах кусочек мрамора и мрамор в виде порошка. В две пробирки налить 1/4 их объема соляной кислоты. В одну из пробирок поместить кусочек мрамора, в другую - порошок. В какой из пробирок реакция протекает быстрее и почему? Написать уравнение реакции.

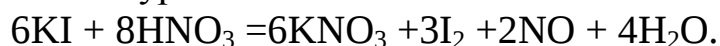
2. Взаимодействие нитрата свинца (II) с иодидом калия. В сухой ступке смешать небольшие количества сухих солей KI и Pb(NO₃)₂. Происходит ли изменение окраски?

Энергично растереть смесь пестиком и наблюдать заметное пожелтение смеси. Составить уравнение протекающего процесса. Из капельницы добавить несколько капель воды: смесь моментально окрашивается в ярко-желтый цвет. Дать объяснение наблюдаемому.

Опыт 3. Влияние температуры на скорость химической реакции

1. Взаимодействие иодида калия с азотной кислотой (тяга!).

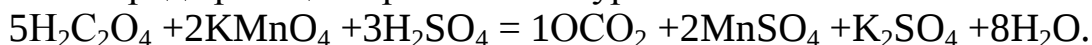
Реакция протекает по уравнению



В два стаканчика емкостью 100 мл налить по 25 мл KI. Раствор в одном из стаканчиков нагреть до кипения, затем в оба стаканчика добавить по 5 мл концентрированной азотной кислоты. Стаканчик с горячим раствором накрыть стаканом большей емкости. В каком случае реакция протекает быстрее? Объясните резкое увеличение скорости реакции при повышении температуры.

2. Окисление щавелевой кислоты перманганатом калия.

В кислой среде реакция протекает по уравнению



При восстановлении иона MnO₄⁻ до Mn²⁺ изменяется цвет раствора: из

красно - фиолетового (цвет иона MnO_4^-) он делается бледно-розовым (цвет иона Mn^{2+} при большой концентрации) или бесцветным (при малой концентрации). Опыт проводится следующим образом. В одну пробирку налить 1 мл 0,1М KMnO_4 в другую - по 1 мл растворов 1М H_2SO_4 и 1М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Слить эти растворы в одну пробирку и отсчитать время с момента смешения до обесцвечивания смеси растворов. Отметить комнатную температуру. Затем взять две пробирки с такими же исходными растворами и нагреть их на водяной бане. Температуру измерить термометром, опустив его в одно из отверстий крышки бани.

Отметить время с момента смешения до обесцвечивания раствора. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость химической реакции

1. Каталитическое разложение перекиси водорода.

.В три пробирки на 1/4 их объема налить перекиси водорода и прибавить в первую небольшое количество двуокиси марганца, во вторую- двуокиси свинца, в третью - 3-4 капли раствора трихлорида железа. Наблюдать разложение перекиси водорода. Выделение кислорода можно определить, опустив в пробирку тлеющую лучинку. Записать уравнение реакции. Объяснить влияние катализатора на скорость реакции.

2. Взаимодействие алюминия с йодом в присутствии воды (тяга!).

Сухую смесь порошкообразных алюминия и йода (в соотношении 1:3) смешать в фарфоровой чашке. Протекает ли реакция между алюминием и йодом? На смесь капнуть 2-3 капли воды. Наблюдать бурную реакцию образования трийодида алюминия, сопровождающуюся большим выделением тепла, за счет которого происходит возгонка непрореагировавшего йода - появляются пары фиолетового цвета.

Опыт 5. Химическое равновесие и его смещение

1. Влияние изменения концентрации на смещение равновесия Классическим примером обратимой реакции является взаимодействие между хлоридом железа (III) и роданидом калия. Образующийся в результате реакции раствор роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3^*$ обладает красным цветом, интенсивность которого зависит от концентрации.

Поэтому смещение равновесия данного процесса легко наблюдать по изменению окраски раствора.

* В растворе данная соль даст комплексные ионы $[\text{Fe}(\text{CNS})_4]^-$, характеризующиеся константой нестойкости 3×10^{-5} .

Опыт проводится следующим образом. В стаканчик емкостью 50 мл на 3/4 его объема налить дистиллированной воды и добавить 1 - 2 капли насыщенных растворов FeCl_3 и KCNS . Окрашенный в красный цвет раствор разлить поровну в четыре пробирки. Составить уравнение реакции и записать выражение константы равновесия процесса.

Первую пробирку оставить в качестве эталона, во вторую добавить 2-3 капли насыщенного раствора FeCl_3 , в третью — 2-3 капли насыщенного раствора KCNS .

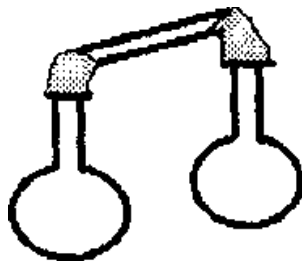
В четвертую - небольшое количество KCl в виде порошка. Сравнить цвета растворов в пробирках и объяснить смещение равновесия при добавлении хлорида железа; роданида калия; хлорида калия.

2. Влияние температуры на химическое равновесие. Влияние температуры на химическое равновесие можно наблюдать на примере обратной реакции:



Двуокись азота - бурый газ, четырехокись азота N_2O_4 – бесцветная жидкость. Смещение равновесия определяется по изменению интенсивности окраски газа

Для проведения опыта необходимо взять прибор, указанный на рисунке.



Одну колбу прибора опустить в стакан с горячей водой, другую — в стакан со снегом или холодной водой. Через некоторое время наблюдать изменение окраски в колбах. Объяснить эти изменения на основе принципа Ле Шателье.