

54
К12



СИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ ПУТЕЙ СООБЩЕНИЯ

Л. Ф. КАБАНОВА

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Методические указания для лабораторно-практических
занятий и самостоятельной работы

НОВОСИБИРСК 2007

УДК 501
К12

Кабанова Л.Ф. **Кинетика химических реакций**: Метод. указ. для лабораторно-практических занятий и самостоятельной работы. – Новосибирск: Изд-во СГУПС, 2007. – 38 с.

Содержат описание лабораторных опытов по изучению влияния концентрации реагирующих веществ, температуры, катализатора, величины поверхности на скорость химических реакций и химическое равновесие, включают краткое теоретическое введение, контрольные вопросы, задачи, тесты.

Указания соответствуют программам курсов «Химия», «Химия воды и микробиология» высших учебных заведений и предназначены для студентов технических специальностей дневного и заочного отделений.

Рассмотрены и рекомендованы к печати на заседании кафедры «Химия».

Ответственный редактор
д-р хим. наук, проф. С.А. Кутолин

Рецензент
канд. хим. наук, доц. кафедры технической электроники
СибГУТИ И.Г. Домахин

© Кабанова Л.Ф., 2007

© Сибирский государственный университет
путей сообщения, 2007

1. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов, называется *химической кинетикой*.

Если химические реакции протекают в однородной среде, например в растворе или в газовой фазе, то взаимодействие реагентов происходит во всем объеме. Такие реакции называются *гомогенными*. Скорость такой реакции определяется как отношение изменения концентрации одного из реагирующих веществ или продуктов реакции Δc к интервалу времени Δt , за который это изменение происходит. Определяемая таким образом скорость является *средней скоростью* v :

$$v_{\text{средняя}} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} \left(\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right). \quad (1)$$

Концентрация, т.е. количество вещества в единице объема, выражается обычно числом моль вещества, содержащихся в 1 л. Если время измерять в секундах, то размерность скорости химической реакции – моль / л · с. Чем меньше изменение концентрации Δc и промежуток времени Δt , тем ближе средняя скорость приближается к *истинной, мгновенной* скорости реакции в данный момент времени. Скорость можно определять по изменению концентрации одного из реагирующих веществ (тогда перед выражением скорости ставится знак «-») или одного из продуктов реакции (ставится знак «+»).

На скорость химической реакции влияют следующие факторы.

Природа реагирующих веществ, например, при равных условиях реакция более активного металла (цинка) с

разбавленной соляной кислотой идет с бурным выделением водорода, менее активного (олова) – заметно медленнее.

Концентрация реагентов. Чтобы прошла реакция, частицы реагирующих веществ в гомогенной системе должны столкнуться. Число столкновений пропорционально числу частиц в объеме реактора, т. е. их молярным концентрациям. Установлено, что скорость реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагентов, взятых в степени, равной стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции (если уравнение отражает механизм реакции). Эта зависимость является основным законом химической кинетики и называется *законом действующих масс*. Эту зависимость для реакции, протекающей по схеме $aA + bB \rightarrow cC + dD$, можно выразить уравнением

$$v = k \cdot [A]^a [B]^b, \quad (2)$$

где k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции; $[]$ – символ, означающий концентрацию. Если $[A] = [B] = 1$ моль/л, то $k = v$. Константа скорости зависит от температуры, природы реагирующих веществ, но не зависит от концентрации раствора.

Для реакции $A + B = AB$ уравнение для скорости реакции запишется следующим образом: $v = k \cdot [A] [B]$. Для реакции $2A + B = A_2B$ $v = k \cdot [A]^2 [B]$ и т. д.

Все реакции можно подразделить на простые и сложные. Простые реакции протекают в одну стадию и называют *одностадийными* (элементарными). Сложные реакции представляют собой многостадийный процесс. Кинетический закон действующих масс можно применять только к каждой отдельной стадии, но не к уравнению реакции в целом. Элементарная (формально простая) стадия называется *лимитирующей*, если скорость всего процесса определяется в основном кинетическими закономерностями этой стадии.

Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе. Закон действующих масс применим только к гомогенным системам. Системой в химии называют вещество или вещества, находящиеся во взаимодействии и мысленно или физически обособленные от окружающей среды. В гетерогенной (неоднородной) системе

реакция может протекать только на поверхности раздела двух фаз. Скорость такой гетерогенной реакции при постоянной температуре определяется как изменение количества вещества (одного из реагентов или продуктов реакции) за единицу времени на единице поверхности:

$$v_{\text{поверхности}} = \pm \frac{\Delta v}{S \cdot \Delta t} \left(\frac{m}{V} \cdot \tilde{m} \right), \quad (3)$$

где S – площадь раздела фаз. Поэтому измельчение, например, приводит к существенному увеличению скорости реакции. Однако в общем случае наблюдать за изменением площади поверхности в процессе реакции трудно, поэтому часто изучение реакции проводят в условиях, когда размеры поверхности не изменяются. В выражение скорости реакции войдут лишь концентрации газообразных или растворенных веществ. Например, скорость реакции между выровненной поверхностью раскаленного угля и парами воды $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$ зависит только от концентрации водяного пара: $v = k \cdot [H_2O]$.

Температура. В большинстве случаев скорость реакции увеличивается с повышением температуры. Приблизительно зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2–4 раза. Математически это правило записывается следующим образом:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (4)$$

где γ – температурный коэффициент реакции, численно показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°C .

Увеличение скорости реакции с повышением температуры объясняется тем, что для химической реакции необходимо соударение **активных молекул**, т.е. молекул, обладающих достаточной энергией, чтобы преодолеть силы отталкивания отрицательно заряженных электронных оболочек взаимодействующих молекул. Шведский ученый С. Аррениус на основании экспериментальных данных показал, что число активных частиц, а следовательно, скорость и константа скорости возра-

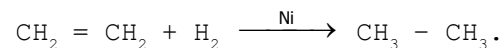
стает с температурой по экспоненциальному закону. Выведенная им зависимость константы скорости k от температуры T называется *уравнением Аррениуса*:

$$k = k_0 e^{-E_a/RT}, \quad (5)$$

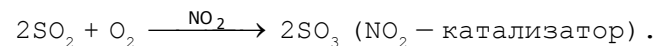
где k_0 – предэкспоненциальный множитель, величина которого равна константе скорости химической реакции при $E_a = 0$ и отвечает общему числу соударений молекул реагирующих веществ в единице объема за единицу времени; e – основание натуральных логарифмов; R – универсальная газовая постоянная, $R = 8,314$ Дж/(моль·К); T – абсолютная температура; E_a – энергия активации, т.е. та энергия, которой должны обладать соударяющиеся молекулы, чтобы химическая реакция произошла. Величины E_a и k_0 определяются природой реакции и практически не зависят от температуры.

Катализаторы. Для ускорения медленно протекающих химических реакций добавляют вещества – катализаторы, способные понижать энергию активации молекул, ослабляя связи между атомами. При этом молекулы становятся реакционно-способными при более низкой температуре, энергии для разрыва связей требуется меньше. Например, бертолетова соль $KClO_3$ разлагается при $400^\circ C$, а в присутствии катализатора (MnO_2) – при $200^\circ C$ ($2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$). Изменение скорости реакций путем добавления катализаторов называют *катализом*, а реакции, протекающие в присутствии катализаторов, – *каталитическими*.

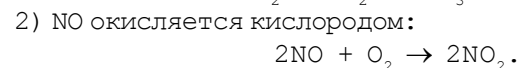
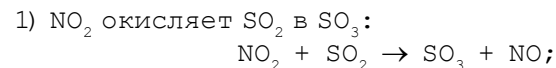
Различают *гомогенный* и *гетерогенный катализ*. При *гетерогенном катализе* реагирующие вещества (жидкие или газообразные) адсорбируются на поверхности твердого катализатора, где и идет собственно химическая реакция, например:



При *гомогенном катализе* и катализатор, и реагирующие вещества находятся в одной фазе, и катализатор ускоряет реакцию путем образования промежуточных веществ с каким-либо из исходных компонентов, например:



Механизм реакции:



Эти процессы повторяются до окончания реакции или достижения равновесия.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Как изменится скорость реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, если объем газовой смеси увеличить в три раза?

Решение. Увеличение объема газовой смеси равносильно уменьшению концентрации ее компонентов в такое же число раз, т. е. в 3 раза. Запишем уравнение скорости прямой реакции, используя закон действующих масс:

$$v = k [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3,$$
$$v' = k \frac{[\text{N}_2]}{3} \left(\frac{[\text{H}_2]}{3} \right)^3 = \frac{1}{81} v.$$

Таким образом, скорость реакции при увеличении объема в 3 раза уменьшится в 81 раз.

Ответ: 81 раз.

Пример 2. Скорость реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ при повышении температуры на 10°C увеличивается в 3 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры на 50°C ?

Решение. Воспользуемся уравнением Вант-Гоффа, чтобы найти соотношение $v_{T_2} : v_{T_1}$:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 3^{\frac{50}{10}} = 3^5 = 243.$$

Ответ: в 243 раза.

Пример 3. При повышении температуры на 10°C скорость некоторой реакции увеличивается в 4 раза. При какой температуре следует проводить эту реакцию, чтобы скорость реакции, идущей при 100°C , уменьшить в 16 раз?

Решение. Воспользуемся уравнением Вант-Гоффа:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

Для данной задачи $\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = 16$; $\gamma = 4$; $T_2 = 100$ °С; $T_1 = ?$

$$16 = 4^{\frac{100-T_1}{10}}; \text{отсюда } 4^2 = 4^{\frac{100-T_1}{10}} \Rightarrow 2 = \frac{100-T_1}{10} \Rightarrow T_1 = 80 \text{ °С.}$$

Ответ: 80 °С.

Пример 4. При 80 °С некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Сколько потребуется времени для проведения той же реакции: а) при 120 °С; б) при 60 °С? Температурный коэффициент реакции $\gamma = 2$.

Решение. Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратно пропорци-

ональная зависимость: $\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{t_{T_1}}{t_{T_2}}$, где t_{T_1} и t_{T_2} – время протекания реакции при температурах T_1 и T_2 соответственно.

Правило Вант-Гоффа можно записать в виде: $\frac{t_{T_1}}{t_{T_2}} = \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}}$.

Поэтому $t_{T_2} = \frac{t_{T_1}}{v_{T_2} : v_{T_1}}$ или $t_{T_2} = \frac{t_{T_1}}{\gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}}}$.

$$\text{а) } \frac{v_{120}}{v_{80}} = 2^{\frac{120-80}{10}} = 2^4 = 16 \Rightarrow t_{120} = \frac{t_{80}}{v_{120} : v_{80}} = \frac{16}{16} = 1.$$

Таким образом, скорость реакции при повышении температуры от 80 до 120 °С возрастает в 16 раз; следовательно, для проведения реакции потребуется в 16 раз меньше времени, т.е. 1 мин.

$$\text{б) } \frac{v_{60}}{v_{80}} = 2^{\frac{60-80}{10}} = 2^{-2} = \frac{1}{4} \Rightarrow t_{60} = \frac{t_{80}}{v_{60} : v_{80}} = \frac{16}{1/4} = 64,$$

$$\Delta t_{T_2} = \frac{\Delta t_{T_1}}{\gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}}}$$

Итак, при понижении температуры от 80 до 60 °С скорость реакции уменьшится в 4 раза, а времени для проведения данной реакции потребуется в 4 раза больше – 64 мин.

Пример 5. Рассчитайте изменение константы скорости реакции, имеющей энергию активации 191 кДж/моль, при увеличении температуры от 330 до 400 К.

Решение. Зависимость константы скорости реакции от температуры определяется уравнением Аррениуса (логарифмическая форма):

$$\ln k = \ln k_0 - E_a / RT.$$

Логарифм отношения констант скоростей реакции при температурах T_2 и T_1 соответственно равен:

$$\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{R \cdot T_2 \cdot T_1}.$$

Подставив в это уравнение данные задачи, получим

$$\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{191 \cdot 10^3 \cdot (400 - 330)}{8,314 \cdot 330 \cdot 400} = 12,18.$$

Следовательно, $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = 195401 \approx 2 \cdot 10^5$.

Пример 6. За какое время (t_2) пройдет реакция при 60 °С, если при 20 °С она заканчивается за $t_1 = 40$ с, а энергия активации равна 125,5 кДж/моль?

Решение.

$$\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{R \cdot T_2 \cdot T_1} = \frac{125,5 \cdot 10^3 \cdot (333 - 293)}{8,314 \cdot 333 \cdot 293} = 6,188;$$

$$T_2 = 60 + 273 = 333 \text{ К}; \quad T_1 = 20 + 273 = 293 \text{ К};$$

$$\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = e^{6,188} = 487.$$

Имея в виду, что $k = 1/t$, получим

$$\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{t_1}{t_2} \Rightarrow t_2 = \frac{t_1}{\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}}} = \frac{40}{487} = 0,08 \text{ с}.$$

2. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая реакция называется *обратимой*, если в данных условиях протекает не только *прямая реакция* (\rightarrow), но и *обратная* (\leftarrow), т. е. из исходных веществ образуются продукты реакции и одновременно из продуктов снова получают реагенты:



Обратимые реакции не доходят до конца. С уменьшением концентрации исходных веществ уменьшается скорость прямой реакции \bar{V} . Скорость же обратной реакции \bar{V} постоянно возрастает, поскольку происходит накопление продуктов реакции. Когда скорости выравниваются ($\bar{V} = \bar{V}$), наступает состояние *равновесия*, которое характеризуется *постоянными равновесными концентрациями* всех веществ в системе. Их обозначают $[A]_p$, $[B]_p$, $[C]_p$, $[D]_p$ и выражают в моль/л. **Закон действующих масс** для химического равновесия данной реакции записывается следующим образом:

$$K_c = \frac{[C]_p^c [D]_p^d}{[A]_p^a [B]_p^b}, \quad (6)$$

где K_c — константа равновесия, равна отношению произведения равновесных концентраций полученных веществ и произведения концентраций исходных веществ (в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам); при постоянной температуре величина ее неизменна.

Химическое равновесие не означает состояния покоя. Оно является *динамическим* (подвижным), так как в системе продолжают протекать прямая и обратная реакции, но с равными скоростями. Химическое равновесие можно нарушить, изменяя условия (температуру, давление, концентрации). Такое состояние продолжается, как правило, недолго. Через некоторое время вновь устанавливается состояние равновесия. Однако новое состояние характеризуется другими величинами равновесных концентраций. Направленное изменение концентраций, обусловленное внешним воздействием и проявляющееся в том, что одни концентрации уменьшаются, а другие увеличиваются, называют сдвигом или смещением

равновесия. Направление смещения определяется **принципом Ле Шателье**: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие, то в системе пойдут процессы, ослабляющие оказанное воздействие.

Частным случаем этого принципа является правило Вант-Гоффа, пользуясь которым можно определить направление, в котором происходит смещение равновесия при изменении температуры: повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции (идущей с поглощением тепла), а снижение температуры – в сторону экзотермической реакции (идущей с выделением тепла).

Правило можно пояснить как с позиций кинетики химических реакций, так и термодинамики. Из уравнения (5) следует, что константа скорости химической реакции тем больше, чем ниже энергия активации и выше температура. Величина энергии активации экзотермической реакции ниже, чем эндотермической. Следовательно, при увеличении температуры константа скорости эндотермической реакции увеличится больше, чем константа скорости экзотермической реакции. Поэтому при увеличении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.

При увеличении концентрации любого вещества в равновесной системе равновесие будет смещаться в сторону расхода этого вещества, а уменьшение концентрации какого-либо из веществ – в сторону накопления этого вещества. Это следует из математического выражения для константы равновесия: при сохранении постоянного значения K_c увеличение знаменателя должно повлечь за собой увеличение числителя, и наоборот.

Концентрации твердых веществ не входят в уравнение константы равновесия, т. е. твердые вещества не влияют на состояние равновесия.

Изменение давления также может вызывать смещение равновесия, если в процессе реакции объем системы изменяется: увеличение давления смещает равновесие реакции в сторону меньших объемов газообразных продуктов, уменьшение давления – в сторону увеличения объемов газов.

Следует заметить, что катализатор, заметно влияющий на скорость реакции, не вызывает смещения равновесия, так как он равно ускоряет как прямую, так и обратную реакции.

Константа равновесия химической реакции при температуре T (K_T) связана со стандартным изменением энергии Гиббса этой реакции ΔG_T^0 уравнением:

$$\Delta G_T^0 = -R T \ln K_T. \quad (7)$$

Отсюда $K_T = e^{-\frac{\Delta G_T^0}{RT}}$.

При 298 °К (25 °С) уравнение (7) преобразуется к виду:

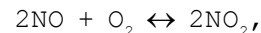
$$\Delta G_{298}^0 = -2,48 \ln K_{298}.$$

При отрицательных значениях ΔG_T^0 (это возможно при $K > 1$) равновесие смещено в направлении прямой реакции и выход продуктов реакции сравнительно велик. При положительном знаке ΔG_T^0 (при $K < 1$) равновесие смещено в сторону обратной реакции. Следует отметить, что знак ΔG_T^0 указывает на возможность или невозможность протекания реакции в стандартных условиях, когда все реагирующие вещества находятся в стандартных состояниях.

Применение обратимых процессов в промышленности из-за невысокого практического выхода реакции невыгодно, но неизбежно. В связи с этим стараются подобрать такие условия для этих реакций, чтобы как можно больше сместить равновесие в требуемую сторону.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Вычислите константу равновесия для обратимой реакции



зная, что равновесные концентрации равны: $[\text{NO}]_p = 0,056$ моль/л, $[\text{O}_2]_p = 0,028$ моль/л, $[\text{NO}_2]_p = 0,044$ моль/л.

Решение. Запишем выражение для константы равновесия этой реакции и, подставив значения равновесных концентраций, вычислим ее:

$$K = \frac{[\text{NO}_2]_p^2}{[\text{NO}]_p^2 \cdot [\text{O}_2]_p} = \frac{0,044^2}{0,056^2 \cdot 0,028} = 22,05.$$

Ответ: 22,05.

Пример 2. Реакция протекает по уравнению $3A + B \leftrightarrow C$.

Концентрация вещества А уменьшилась на 0,3 моль/л. Как при этом изменилась концентрация вещества В?

Решение. Зная, что изменения концентраций всех веществ в равновесной системе пропорциональны стехиометрическим коэффициентам перед формулами этих веществ, можем записать: $\Delta C_A : \Delta C_B = 3 : 1$. Очевидно, что изменение концентрации вещества В в три раза меньше, чем изменение концентрации вещества А. Поэтому при $\Delta C_A = 0,3$ моль/л ΔC_B будет равно 0,1 моль/л.

Ответ: 0,1 моль/л.

Пример 3. Равновесие реакции $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ установилось при следующих концентрациях веществ: $[H_2]_p = 0,05$ моль/л, $[I_2]_p = 0,09$ моль/л, $[HI]_p = 0,15$ моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода.

Решение. Найдем изменения концентраций всех веществ в системе по уравнению

$\Delta C_{H_2} : \Delta C_{I_2} : \Delta C_{HI} = 1 : 1 : 2$. Так как равновесная концентрация $[HI]_p = 0,15$ моль/л, а начальная концентрация йодистого водорода равна нулю (в начальный момент времени в системе имеются только исходные вещества H_2 и I_2), то

$\Delta C_{HI} = 0,15$ моль/л. Следовательно, $\Delta C_{H_2} : \Delta C_{I_2} = \frac{0,15}{2} = 0,075$

моль/л. Теперь можно рассчитать начальные концентрации по уравнению: $C_{исх} = C_{равн} + \Delta C$.

$$[H_2] = [H_2]_p + \Delta C = 0,05 + 0,075 = 0,125 \text{ (моль/л)},$$

$$[I_2] = [I_2]_p + \Delta C = 0,09 + 0,075 = 0,165 \text{ (моль/л)}.$$

Ответ: 0,125 и 0,165 моль/л.

Пример 4. При 1000 °С константа равновесия реакции $FeO + CO \leftrightarrow Fe + CO_2$ равна 0,5. Каковы равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли: $[CO] = 0,05$ моль/л; $[CO_2] = 0,01$ моль/л?

Решение. Пусть к моменту равновесия в реакцию вступило x моль CO. Тогда, согласно уравнению реакции, образовалось x моль CO_2 . Следовательно, к моменту равновесия:

$$[CO]_p = (0,05 - x) \text{ моль/л}; [CO_2]_p = (0,01 + x) \text{ моль/л}.$$

Удобно эти рассуждения представлять в виде таблицы:

Концентрации	CO	CO ₂
Исходные	0,05	0,01
Изменения	-x	+x
Равновесные	0,05 - x	0,01 + x

Отсюда $K_{\delta} = \frac{[\text{CO}_2]_{\delta}}{[\text{CO}]_{\delta}} = \frac{0,01 + x}{0,05 - x}$. Подставим в это выраже-

ние $K_p = 0,5$ и получим $x = 0,01$. Таким образом, $[\text{CO}]_p = 0,05 - 0,01 = 0,04$ моль/л, а $[\text{CO}_2]_p = (0,01 + 0,01) = 0,02$ моль/л.

Пример 5. В какую сторону будет смещаться равновесие реакции $\text{A} + 3\text{B} \leftrightarrow \text{AB}_3 - Q$, если:

- повысить температуру;
- понизить концентрацию вещества В;
- увеличить давление?

Решение. Используя принцип Ле Шателье:

а) по знаку теплового эффекта ($-Q$) определяем, что прямая реакция экзотермическая, тогда обратная реакция будет эндотермической. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, т. е. влево, в сторону обратной реакции;

б) понижение концентрации вещества В вызовет смещение равновесия в сторону увеличения концентрации этого вещества, т. е. влево;

в) увеличение давления приведет к смещению равновесия вправо, в сторону меньших объемов газообразных продуктов. В нашем случае слева в уравнении четыре моля газов, а справа – один моль, т. е. прямая реакция идет с понижением давления, так как уменьшается число молекул газов.

Ответ: а) влево; б) влево; в) вправо.

Пример 6. Вычислить температуру, при которой константа равновесия реакции $2\text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$ равна единице. Изменениями ΔH^0 и ΔS^0 с температурой пренебречь.

Решение. Вычислим ΔG_T^0 :

$$\Delta G_T^0 = -R \cdot T \cdot \ln K_T = -8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 298 \text{ К} \cdot \ln 1 = 0.$$

Тогда из соотношения $\Delta G_T^0 = \Delta H_T^0 - T\Delta S_T^0$ вытекает, что при соответствующей температуре $\Delta H_T^0 = T\Delta S_T^0$. Откуда $T = \frac{\Delta H_T^0}{\Delta S_T^0}$.

Воспользуемся соответствующими справочными значениями ΔH_{298}^0 и ΔS_{298}^0 , чтобы вычислить:

изменение энтальпии реакции

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{реакции}}^0 &= \Delta H_{\text{N}_2\text{O}_4(\text{г})}^0 - 2\Delta H_{\text{NO}_2(\text{г})}^0 = \\ &= 9660 - 2 \cdot 33800 = -57940 \text{ Дж/моль};\end{aligned}$$

изменение энтропии реакции

$$\begin{aligned}\Delta S_{\text{реакции}}^0 &= S_{\text{N}_2\text{O}_4(\text{г})}^0 - 2S_{\text{NO}_2(\text{г})}^0 = \\ &= 304 - 2 \cdot 234 = -164 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.\end{aligned}$$

$$\text{Отсюда } T = \frac{57940}{164} = 353,3 \text{ К}.$$

Ответ: при $T = 353,3 \text{ К}$ равновероятны и прямая и обратная реакции, а $K_T = 1$.

Контрольные вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Чем измеряется скорость химической реакции?
3. Какие факторы влияют на скорость химических реакций?
4. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ?
5. Каков физический смысл константы скорости химической реакции?
6. Почему вещества горят в кислороде значительно интенсивнее, чем на воздухе?
7. Как влияет повышение (или понижение) температуры взаимодействующих веществ на скорость химической реакции?
8. Что такое температурный коэффициент химической реакции? Как изменяется скорость химической реакции в соответствии с правилом Вант-Гоффа?
9. Что такое энергия активации? Как она влияет на скорость химической реакции?

10. Почему катализатор увеличивает скорость реакции? Какова его роль?
11. Какие химические реакции называют обратимыми, какие – необратимыми? Приведите примеры.
12. Какое состояние реагирующих веществ называют химическим равновесием?
13. Какова скорость обратной реакции в состоянии равновесия по сравнению со скоростью прямой реакции (больше, меньше, одинакова)?
14. Что такое константа химического равновесия?
15. Какие существуют средства воздействия на равновесные системы для смещения химического равновесия?
16. В какую сторону сместится химическое равновесие обратимой реакции при увеличении концентрации одного из исходных продуктов? При увеличении концентрации одного из образующихся продуктов?
17. В каком направлении сместится химическое равновесие обратимой реакции в случае повышения температуры: а) если прямая реакция экзотермическая? б) если обратная реакция экзотермическая?
18. Можно ли с помощью катализаторов сместить химическое равновесие? Какова их роль при обратимых реакциях?
19. Реакция протекает по схеме $2A + 3B = C$. Концентрация вещества А уменьшилась на 0,1 моль/л. Каково при этом изменение концентрации вещества В?
20. Реакция идет по уравнению $N_2 + O_2 = 2NO$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были $[N_2] = 0,049$ моль/л, $[O_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[NO] = 0,005$ моль/л.
21. Реакция идет по уравнению $H_2 + I_2 = 2HI$. Константа скорости этой реакции при $508^\circ C$ равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ $[H_2] = 0,04$ моль/л, $[I_2] = 0,05$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее, когда $[H_2] = 0,03$ моль/л.
22. Реакция идет по уравнению $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Концентрации участвующих в ней веществ были $[N_2] = 0,80$ моль/л, $[H_2] = 1,5$ моль/л, $[NH_3] = 0,10$ моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда $[N_2] = 0,5$ моль/л.

23. В реакции $C + O_2 = CO_2$ концентрация кислорода увеличена в 4 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

24. В реакции $C + 2H_2 = CH_4$ концентрация водорода увеличится в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

25. Во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия водорода и йода, если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

26. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрация CO возросла от 0,3 до 1,2 моль/л, а концентрация хлора – от 0,2 до 0,6 моль/л. Во сколько раз увеличилась скорость прямой реакции?

27. Реакция между оксидом азота (II) и хлором протекает по уравнению $2NO + Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$. Как изменится скорость реакции при увеличении: а) концентрации оксида азота в 2 раза; б) концентрации хлора в 2 раза; в) концентрации обоих веществ в 2 раза?

28. Как изменится скорость прямой реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, если объем газовой смеси увеличить в 2 раза?

29. Как изменится скорость прямой реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, если объем газовой смеси уменьшить в 2 раза?

30. Как изменится скорость реакции $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SO_3 + S$, если реагирующую смесь разбавить в 3 раза?

31. Во сколько раз необходимо увеличить концентрацию углекислого газа, чтобы скорость реакции $CO_2 + C = 2CO$ возросла в 3 раза?

32. Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода в системе $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, чтобы скорость реакции возросла в 100 раз?

33. Во сколько раз увеличится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ при одновременном увеличении концентрации O_2 и концентрации NO в три раза?

34. Во сколько раз изменится скорость химической реакции $2Al(тв) + 3Cl_2(г) = 2AlCl_3$, если давление в системе увеличить в 4 раза?

35. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $2NO(г) + Cl_2(г) = 2NOCl(г)$, если уменьшить объем реакционного сосуда в два раза?

36. Во сколько раз надо изменить давление газовой смеси для того, чтобы увеличить скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ в 27 раз?

37. Вычислите, во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 20 до 40 °С, если при повышении температуры на каждые 10 °С скорость реакции увеличивается в три раза?

38. При повышении температуры на 10 °С скорость химической реакции возрастает в три раза. При 20 °С она равна 0,06 моль/л·ч. Какова будет скорость этой реакции при 30 °С?

39. Во сколько раз увеличится константа скорости химической реакции при повышении температуры на 40 °С, если при повышении температуры на каждые 10 °С скорость реакции увеличивается в 3,2 раза?

40. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 8 раз? Температурный коэффициент равен 2.

41. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80 °С. Температурный коэффициент скорости реакции 3.

42. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60 °С, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен 2?

43. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 30 °С, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен 3?

44. При температуре 50 °С реакция протекает за 135 с. За сколько секунд закончится эта реакция при температуре 70 °С? Температурный коэффициент реакции равен 3.

45. При какой температуре реакция закончится за 45 мин, если при 293 К на это требуется 3 ч? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3,2.

46. При повышении температуры на 60 °С скорость реакции увеличилась в 4000 раз. Вычислите температурный коэффициент реакции.

47. При повышении температуры на 42 °С скорость реакции увеличилась в 320 раз. Вычислите γ .

48. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на $45\text{ }^{\circ}\text{C}$ реакция замедлилась в 25 раз.

49. Вычислите γ реакции, если константа скорости ее при $120\text{ }^{\circ}\text{C}$ составляет $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при $170\text{ }^{\circ}\text{C}$ равна $6,7 \cdot 10^{-2}\text{ c}^{-1}$.

50. При 353 K реакция заканчивается за 20 с. Сколько времени будет длиться реакция при 293 K , если температурный коэффициент этой реакции равен 2,5?

51. Определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры с 300 до 330 K , если ее энергия активации равна 80 кДж/моль .

52. Определите энергию активации реакции, скорость которой при 300 K в 10 раз больше, чем при 280 K .

53. Реакция $A + B = C$ при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ заканчивается за 320 с. За какое время она закончится при $47\text{ }^{\circ}\text{C}$, если ее энергия активации равна 114 кДж/моль ?

54. Скорость реакции при $T = 300\text{ K}$ составляет $0,01\text{ моль/л}\cdot\text{с}$. Определить скорость реакции при $T = 320\text{ K}$ и ее температурный коэффициент, если энергия активации составляет 114 кДж/моль .

55. При температуре 300 K реакция $A + B = AB$ заканчивается за 100 с. За какое время она закончится при 320 K , если ее энергия активации равна 80 кДж/моль ?

56. Реакция $A + B = C$ при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ заканчивается за 320 с. За какое время она закончится при $47\text{ }^{\circ}\text{C}$, если ее энергия активации равна 114 кДж/моль ?

57. При 300 K некая реакция заканчивается за 16 мин. Через какое время закончится эта реакция при 330 K , если ее энергия активации равна 57 кДж/моль ?

58. При температуре 300 K реакция $A + B = AB$ заканчивается за 100 с. За какое время она закончится при 320 K , если ее энергия активации равна 80 кДж/моль ?

59. Определить, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры с 300 до 330 K , если ее энергия активации равна 80 кДж/моль .

60. Определить энергию активации реакции, скорость которой при 300 K в 10 раз больше, чем при 280 K .

61. Энергия активации реакции $A + B = C + D$ равна 100 кДж/моль. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 57 °С?

62. Определить энергию активации реакции, если ее температурный коэффициент в области температур 300–320 К равен 3.

63. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры с 27 до 47 °С, если ее энергия активации равна 91 кДж/моль?

64. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры с 27 до 37 °С, если ее энергия активации равна 114 кДж/моль?

65. При 300 К некая реакция заканчивается за 16 мин. Через какое время закончится эта реакция при 330 К, если ее энергия активации равна 57 кДж/моль?

66. Во сколько раз увеличится скорость реакции $A + B = C$ при повышении температуры с 37 до 57 °С, если ее энергия активации равна 100 кДж/моль?

67. Реакция $A + B = C$ при 27 °С заканчивается за 320 с. За какое время она закончится при 47 °С, если ее энергия активации равна 114 кДж/моль?

68. Определить энергию активации реакции $A + B = C$, если при повышении температуры с 300 до 330 К ее скорость увеличилась в 20 раз.

69. Определить энергию активации реакции $A + B = AB$, если при повышении температуры с 27 до 47 °С ее скорость увеличилась в 10 раз.

70. Определить, во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры с 300 до 330 К, если энергия активации данной реакции равна 70 кДж/моль.

71. Энергия активации реакции $A + B = C + D$ равна 100 кДж/моль. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 57 °С?

72. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 300 К до 320 К ее скорость увеличилась в 4 раза?

73. Равновесие реакции $N_2 + I_2 = 2HI$ установилось при следующих концентрациях участвующих в ней веществ:

$[H_2]_p = 0,3$ моль/л, $[I_2]_p = 0,08$ моль/л, $[HI]_p = 0,35$ моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода.

74. В каком направлении и почему сместится равновесие в системе $CO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow COCl_2(g)$, если при неизменной температуре уменьшить объем газовой смеси?

75. В какую сторону и почему сместится равновесие следующих систем при повышении давления: а) $4NH_3(g) + 5O_2(g) \leftrightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$; б) $H_2(g) + S(тв) = H_2S(g)$; в) $4HCl(g) + O_2(g) = 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$?

76. В какую сторону и почему сместится равновесие следующих систем при повышении давления: а) $CaCO_3(тв) \leftrightarrow CaO(тв) + CO_2(g)$; б) $CO_2(g) + C(тв) \leftrightarrow 2CO(g)$?

77. Рассчитайте константу равновесия при некоторой температуре для обратимой реакции $CO(g) + H_2O(g) \leftrightarrow CO_2(g) + H_2(g)$, если в состоянии равновесия концентрации участвующих в реакции веществ были равны: $[CO]_p = 0,16$ моль/л; $[H_2O]_p = 0,32$ моль/л, $[CO_2]_p = 0,32$ моль/л; $[H_2]_p = 0,32$ моль/л.

78. В какую сторону смещается равновесие системы $3O_2 \leftrightarrow 2O_3 + Q$ при повышении температуры?

79. Как влияет увеличение концентрации вещества В на смещение химического равновесия в системе $A(g) + B(g) \leftrightarrow C(g) + D(g) - Q$ кДж. В каком направлении смещается равновесие при повышении температуры?

80. В какую сторону сместится равновесие реакции $2H_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2H_2O(ж) + Q$ при повышении давления и при понижении температуры?

81. Как следует изменить давление, чтобы равновесие в системе сместить вправо: $2CO(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2CO_2(g)$?

82. Как изменится скорость прямой и скорость обратной реакции в системе $2NO(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$, если уменьшить объем реактора в 2 раза? Повлияет ли это на равновесие в системе?

83. В какую сторону произойдет смещение равновесия при повышении температуры системы $2CO \leftrightarrow CO_2 + C$, если прямая реакция экзотермическая?

84. Укажите, в каком направлении сместится равновесие в обратимой системе $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ при уменьшении давления.

85. В какую сторону и почему сместится равновесие при понижении давления в следующей реакции: $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$?

86. В каком направлении и почему будет смещаться равновесие следующей системы: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ при понижении температуры, если прямая реакция эндотермична?

87. В каком направлении и почему будет смещаться равновесие в системе $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$, если понизить давление?

88. Определить исходные концентрации азота и водорода, если при наступлении равновесия системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрации веществ были: азота – 0,5 моль/л, водорода – 0,3 моль/л, аммиака – 2 моль/л.

89. Дана реакция $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Определите равновесную концентрацию вещества В, если равновесные концентрации А и С равны 0,02 моль/л, а энергия Гиббса данной реакции равна 22,8 кДж/моль при $T = 298 \text{ К}$.

90. Реакция протекает по уравнению $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 2\text{C}$. Определить равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные концентрации веществ А и В соответственно равны 0,5 и 0,7 моль/л, а константа равновесия реакции равна 50.

91. Энергия Гиббса реакции $\text{A} + \text{B} = 2\text{AB}$ при 298 К равна $\Delta G = -8 \text{ кДж/моль}$. Определите константу равновесия и равновесную концентрацию АВ, если равновесные концентрации $[\text{A}]_p = [\text{B}]_p = 0,1 \text{ моль/л}$.

92. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ составляли соответственно: $[\text{SO}_2]_p = 0,04 \text{ моль/л}$, $[\text{O}_2]_p = 0,06 \text{ моль/л}$, $[\text{SO}_3]_p = 0,02 \text{ моль/л}$. Вычислить исходные концентрации кислорода и сернистого газа.

93. Дана реакция $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 2\text{C}$. Определить равновесную концентрацию вещества А, если равновесные концентрации вещества В и С равны 0,02 моль/л при $T = 298 \text{ К}$, а ΔG данной реакции равна 5,7 кДж/моль.

94. Дана реакция $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C}$. Произведение равновесных концентраций исходных веществ при $T = 298 \text{ К}$ больше, чем равновесная концентрация вещества С в 100 раз. Определить ΔG данной реакции.

95. Дана реакция $2A + 2B \leftrightarrow C + D$. При $T = 300$ К равновесные концентрации $[A]_p = [B]_p = 0,1$ моль/л, а $[C]_p = [D]_p = 0,2$ моль/л. Определите ΔG данной реакции.

96. Определить равновесную концентрацию продукта реакции $A + B \leftrightarrow C$, если равновесные концентрации $[A]_p = [B]_p = 0,1$ моль/л при $T = 298$ К, а $\Delta G = -11,4$ кДж/моль.

97. Энергия Гиббса реакции $A + B \leftrightarrow 2AB$ при 298 К равна $\Delta G = -8$ кДж/моль. Определить константу равновесия и равновесную концентрацию АВ, если равновесные концентрации $[A]_p = [B]_p = 0,1$ моль/л.

98. Дана реакция $A + 2B \leftrightarrow C$. Определить равновесную концентрацию вещества В, если равновесные концентрации А и С равны 0,02 моль/л, а энергия Гиббса данной реакции равна 22,8 кДж/моль при $T = 298$ К.

99. Дана реакция $A + B \leftrightarrow 2AB$. Определите константу равновесия и ΔG при $T = 300$ К, если равновесные концентрации веществ составляют $[A]_p = 0,1$ моль/л, $[B]_p = 0,2$ моль/л, а $[AB]_p = 0,2$ моль/л.

100. Дана реакция $2A + 2B \leftrightarrow C + D$. При $T = 300$ К равновесные концентрации $[A]_p = [B]_p = 0,1$ моль/л, а $[C]_p = [D]_p = 0,2$ моль/л. Определить ΔG данной реакции.

101. Чему равна энергия Гиббса некой реакции, если ее константа равновесия при 298 К равна 10^2 ?

102. Определить константу равновесия реакции, если энергия Гиббса этой реакции $\Delta G = +10$ кДж/моль при $T = 400$ К.

103. По величине $\Delta G = 12$ кДж/моль определить константу равновесия данной реакции для $T = 400$ К.

104. По величине $\Delta G = 8$ кДж/моль определить константу равновесия данной реакции при $T = 27$ °С.

105. Константа равновесия некой реакции при 1000 К равна 10^4 . Определить ΔG данной реакции.

106. Определить константу равновесия реакции при $T = 500$ К, если $\Delta G = -20$ кДж/моль.

107. Определить константу равновесия реакции $A + B = C$ в стандартных условиях, если $\Delta G = 11,4$ кДж/моль.

108. Определите ΔG реакции $A + B = C$, если ее константа равновесия при 27 °С равна 10^{-2} .

109. В каком направлении произойдет смещение равновесия при повышении давления в системах: а) $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$; б) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$; в) $\text{H}_2 + \text{S}(\text{к}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$?

110. В каком направлении произойдет смещение равновесия при повышении температуры систем? Варианты ответа: а) $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$, $\Delta H^0 > 0$; б) $2\text{CO} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{C}$, $\Delta H^0 < 0$; в) $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$, $\Delta H^0 > 0$.

111. В какую сторону сместится равновесие обратимых реакций: а) $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$, $\Delta H^0 = 129,6$ кДж; б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$, $\Delta H^0 = 179,7$ кДж; в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta H^0 = -91,9$ кДж; г) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, $\Delta H^0 = -41,8$ кДж при повышении температуры? При понижении температуры? При повышении давления?

112. Сместится ли равновесие при сжатию следующих химических систем: а) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$; б) $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$; в) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$; г) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{CO}_2$?

113. Почему при изменении давления смещается равновесие реакции $\text{N}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ и не смещается равновесие реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$?

114. Каким образом можно нарушить состояние равновесия в следующих реакциях и сместить равновесие влево (вправо): а) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta H^0 = -91,9$ кДж; б) $3\text{NH}_4\text{CNS} + \text{FeCl}_3 \leftrightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$; в) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHS} + \text{NaOH}$?

115. Как надо поступить для того, чтобы при данной концентрации исходных веществ максимально повысить выход SO_3 по реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, $\Delta H^0 = -188,1$ кДж?

116. Рассчитать: а) как изменятся скорости прямой и обратной реакции при увеличении давления вдвое в системах $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ и $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$; б) в какую сторону сместится равновесие?

117. В какую сторону сместится равновесие при повышении температуры в системах: а) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta H^0 = -91,9$ кДж; б) $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$, $\Delta H^0 = 568,0$ кДж; в) $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, $\Delta H^0 = -56,9$ кДж; г) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$, $\Delta H^0 = -180,7$ кДж?

118. Как повлияет на состояние равновесия в системе $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ ($\Delta H^0 < 0$) повышение давления и температуры?

119. В какую сторону сместится равновесие реакций:
а) $2\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{H}_2 + \text{S}_2$, $\Delta H^0 = 41,8$ кДж; б) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, $\Delta H^0 = -41,8$ кДж;

а) при понижении температуры; б) при повышении давления?

120. Как отразится повышение давления на равновесие в системах: а) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; б) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{C}(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$; в) $\text{CaCO}_3(\text{к}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$?

121. Как повлияет на смещение равновесия реакций:

а) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H^0 > 0$; б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$, $\Delta H^0 < 0$;

а) повышение температуры; б) уменьшение давления?

122. В какую сторону сместится равновесие при повышении давления в системах: а) $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$; б) $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$; в) $2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$; г) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, д) $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$; е) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$?

123. В каком направлении произойдет смещение равновесия системы $\text{H}_2 + \text{S}(\text{к}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$, если: а) увеличить концентрацию водорода; б) понизить концентрацию сероводорода?

124. В каком направлении произойдет смещение равновесия системы $\text{N}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta H^0 < 0$ при понижении температуры? Как объяснить, что на практике синтез аммиака ведут при повышенной температуре (не ниже 400–500 °С)?

125. В каком направлении произойдет смещение равновесия системы $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$, если: а) увеличить концентрацию водорода; б) уменьшить концентрацию паров воды?

126. Равновесие реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $[\text{SO}_2] = 0,1$, $[\text{O}_2] = 0,05$, $[\text{SO}_3] = 0,9$. Рассчитать, как изменится скорость прямой и обратной реакций при уменьшении объема, занимаемого газами, в два раза. Сместится ли при этом равновесие? Ответ дать на основании расчета.

Лабораторная работа
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ
И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы. Изучение: а) скорости химической реакции и ее зависимости от различных факторов: концентрации реагирующих веществ, температуры, катализатора, величины поверхности раздела; б) влияния концентрации на сдвиг химического равновесия.

Приборы и реактивы.

Опыт 1. Пробирки, мензурки или бюретки для растворов, секундомер. Разбавленные растворы тиосульфата натрия (5 %), серной кислоты (2,5 %). Дистиллированная вода.

Опыт 2. Пробирки, мензурки или бюретки для растворов, секундомер, стакан на 200 мл, термометр. Разбавленные растворы тиосульфата натрия (5 %), серной кислоты (2,5 %).

Опыт 3. Пробирки. Гранулированный цинк. 1 н. раствор сульфата меди, 20 % раствор серной кислоты, 30 % раствор перекиси водорода, диоксид свинца (кремния или марганца).

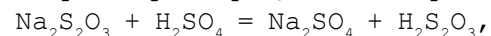
Опыт 4. Пробирки. Медные стружки. Концентрированная азотная кислота.

Опыт 5. Химико-технические весы. Сухие чистые ступки и пестики. Пробирки. Мел кусочками и порошок. 0,1 н. раствор соляной кислоты. Кристаллы иодида калия KI и нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$.

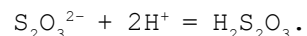
Опыт 6. Стакан, пробирки, капельницы. Растворы: хлорное железо – 0,1 н. раствор и концентрированный; роданистый аммоний или калий – 0,1 н. раствор и концентрированный; хлорид аммония или калия.

Опыт 1. Зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации реагирующих веществ

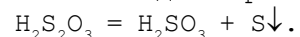
Влияние концентрации реагентов на скорость реакции можно изучить на классическом примере гомогенной реакции – взаимодействии тиосульфата натрия с серной кислотой. Тиосульфат натрия $Na_2S_2O_3$ устойчив в кристаллическом состоянии. В кислотных растворах образуется тиосерная кислота:



или



Эта реакция проходит очень быстро, и время, необходимое для нее, в первом приближении можно не учитывать. Образующаяся тиосерная кислота неустойчива и самопроизвольно разлагается с образованием свободной серы и сернистой кислоты:



Эта реакция проходит сравнительно медленно. За ее прохождением удобно следить по образованию коллоидных частиц серы, появление которых можно заметить по голубоватой опалесценции раствора.

Выполнение опыта.

Заполните три бюретки: первую – 0,02 н. раствором H_2SO_4 , вторую – 0,02 н. раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, третью – дистиллированной водой. Приведите бюретки в рабочее положение.

Заготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в первую сухую пробирку накапайте 9 капель раствора тиосульфата натрия, во вторую – 6 капель раствора тиосульфата натрия и 3 капли дистиллированной воды, в третью – 3 капли раствора тиосульфата натрия и 6 капель воды. Добавьте в первую пробирку 3 капли раствора серной кислоты и, быстро закрыв пробкой, энергично встряхните пробирку несколько раз. В момент приливания кислоты пустите в ход секундомер. Запишите время, прошедшее от начала реакции до появления слабой опалесценции. Так же поступите с другими заготовленными растворами тиосульфата.

Сведите все данные в табл. 1, записывая в нее объемы исходных растворов и дистиллированной воды, концентрации растворов тиосульфата натрия и серной кислоты в момент смешения растворов, время прохождения реакции и скорость реакции, условно приняв ее равной обратному времени $1/\Delta t$.

Таблица 1

Результаты исследования зависимости скорости реакции от концентрации реагентов

№ пробирки	Число капель растворов			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3^*$	Время появления муты, с	Относительная скорость $v = 1/\Delta t, \text{c}^{-1}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	9	0	3			
2	6	3	3			
3	3	6	3			

*Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ находится как частное от деления объема раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ к общему объему смеси $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2O и H_2SO_4 .

Повторите все те же опыты, но с постоянной концентрацией тиосульфата натрия и изменяющейся концентрацией серной кислоты. Сведите все данные в табл. 2.

Таблица 2

Результаты исследования зависимости скорости реакции от концентрации реагентов

№ пробирки	Число капель растворов			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3^*$	Время появления муты, с	Относительная скорость $v = 1/\Delta t, \text{c}^{-1}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	3	0	9			
2	3	3	6			
3	3	6	3			

Постройте графики зависимости времени прохождения Δt реакции и ее скорости $1/\Delta t$ от концентрации реагирующих веществ. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации в условиях опыта. Запишите выражение закона действия масс для данной реакции.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Выполнение опыта. Заполните две бюретки: первую – 0,02 н. нормальным раствором H_2SO_4 , вторую – 0,02 н. раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Приведите бюретки в рабочее положение.

Накапайте в три пробирки по 6 капель раствора тиосульфата натрия, а в другие три – по 6 капель раствора серной кислоты. Сгруппируйте пробирки в три пары (кислота – тиосульфат).

Поместите первую пару пробирок в большой стакан с водой комнатной температуры ($\sim 20^\circ\text{C}$) на 3–5 мин. Запишите по возможности более точно температуру воды в стакане. Затем слейте содержимое пробирок в одну, перемешайте полученный раствор, поставьте пробирку снова в стакан с водой и отметьте время прохождения реакции. Проведите опыт еще два раза при температурах ~ 40 и 60°C . Сведите все данные в табл. 3.

Постройте графики зависимости времени протекания реакции Δt и ее скорости $1/\Delta t$ от температуры. Рассчитайте температурный коэффициент скорости для каждого из интервалов использованных температур и всего интервала полностью. Так как опыт во всех трех случаях производится в условиях одинаковой концентрации растворов, отношение величин скоростей реакции должно равняться отношению кон-

стант скоростей и, следовательно, квадрату величины температурного коэффициента. Рассчитайте энергию активации для всего интервала температур и отдельных интервалов. Зависят ли температурный коэффициент скорости и энергия активации от температуры? Сформулируйте выводы.

Таблица 3

Результаты исследования зависимости скорости реакции от температуры

№ опыта	Число капель растворов		Температура, °С	Время появления мути, с	Относительная скорость реакции, с ⁻¹
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ SO ₄			
1	6	6	20		
2	6	6	40		
3	6	6	60		

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость химической реакции

А. В две пробирки налейте 3–4 мл 20 % раствора серной кислоты. В каждую пробирку опустите по кусочку цинка. Наблюдайте начало химической реакции. В одну из пробирок добавьте 1–2 капли 1 н. раствора медного купороса. Сравните скорость выделения водорода в обеих пробирках. Какую роль играет выделившаяся на цинке медь?

Б. Налейте в пробирку 5–8 капель 30 %-го (по массе) раствора перекиси водорода. С помощью тлеющей лучинки убедитесь в отсутствии кислорода. Внесите в раствор на кончике микрошпателя диоксид свинца PbO₂ и наблюдайте выделение газа. (PbO₂ можно заменить на MnO₂ или SiO₂.) Напишите уравнение разложения H₂O₂.

Опыт 4. Автокатализ

В пробирку с концентрированной азотной кислотой насыпьте немного медных стружек и наблюдайте процесс их растворения. Заметьте, что бурное растворение меди наблюдается при появлении двуокиси азота. Запишите период индукции и длительность процесса растворения меди. Запишите уравнение реакции, и сделайте вывод.

Опыт 5. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

А. Приготовьте два небольших одинаковых (убедитесь в этом с помощью весов) кусочка мела. Один из них разотрите пестиком на листе бумаги и пересыпьте в коническую колбу, второй поместите в другую колбу. В обе колбы одновременно добавьте по 4 мл раствора соляной кислоты. Напишите уравнение реакции взаимодействия мела с соляной кислотой. Сопоставьте интенсивность процесса в той и другой колбе и сделайте вывод о влиянии величины поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции в гетерогенных системах.

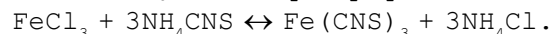
Б. Несколько кристаллов иодида калия KI и нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ поместите отдельно в две сухие чистые ступки и тщательно разотрите пестиком. Приготовьте 2 сухие пробирки. В одну из них положите несколько кристаллов KI и $Pb(NO_3)_2$, в другую насыпьте примерно такое же количество солей, растертых в порошок. Для перемешивания реагирующих веществ обе пробирки энергично встряхните, закрыв отверстие пробкой. Поставьте пробирки в штатив и наблюдайте образование иодида свинца.

Отметьте влияние поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость химической реакции. Запишите уравнение реакции обмена между иодидом калия и нитратом свинца.

Опыт 6. Влияние концентрации на химическое равновесие.

Смещение химического равновесия

Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие исследуется на примере реакции



Роданид железа $Fe(CNS)_3$ окрашивает раствор в кроваво-красный цвет. Изменение концентрации $Fe(CNS)_3$ влияет на интенсивность окраски раствора, что позволяет следить за сдвигом химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

Выполнение опыта. Налейте в стакан 10 мл 0,1 н. раствора $FeCl_3$ и добавьте 10 мл 0,1 н. раствора роданистого аммония NH_4CNS (или 1–2 капли насыщенного раствора NH_4CNS) до

получения раствора прозрачного кроваво-красного или рубинового цвета. Разлейте раствор из стакана в 4 пробирки, одну из которых оставьте в качестве контрольной. В первую пробирку введите несколько капель концентрированного раствора хлорида железа, во вторую – несколько капель концентрированного раствора роданида аммония, а в третью насыпьте немного твердого хлорида аммония NH_4Cl и встряхните пробирку несколько раз, чтобы ускорить растворение соли.

Сравните окраску растворов в трех пробирках с окраской в контрольной пробирке и объясните происшедшие изменения исходя из принципа Ле Шателье. Данные опыта свести в табл. 4. Сделайте вывод о направлении смещения равновесия. Напишите выражение для константы исследованного химического равновесия. Можно ли утверждать, что изменение концентраций реагирующих веществ повлекло за собой изменение величины константы равновесия?

Таблица 4

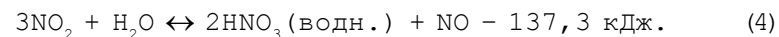
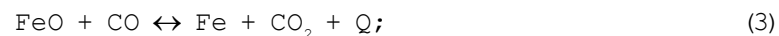
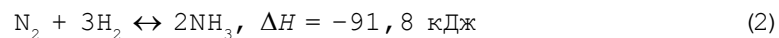
Результаты исследования смещения химического равновесия

№ пробирки	Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1	—		
2	FeCl_3		
3	NH_4CNS		
4	NH_4Cl		

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1

Даны следующие системы:



1. В каких из приведенных систем увеличение концентрации исходных веществ, а также повышение давления и температуры сместит равновесие вправо?

2. Как изменится скорость прямой реакции в системе (1), если при постоянной температуре увеличить давление в 3 раза?

Варианты ответа: а) увеличится в 3 раза; б) увеличится в 27 раз; в) не изменится; г) уменьшится в 27 раз.

3. В каком случае концентрация исходных веществ в момент равновесия наименьшая, если равновесная система (1) характеризуется следующими константами равновесия: а) 0,5; б) 1; в) 2; г) 4?

4. Как изменится давление в равновесной системе (2) по отношению к первоначальному, если равновесная концентрация азота равна 0,9, водорода – 0,6 и аммиака – 6 моль/л? Варианты ответа: а) увеличится в 1,8 раза; б) уменьшится в 1,4 раза; в) уменьшится в 1,8 раза; г) не изменится.

5. Определите исходное количество оксида серы (IV), если к моменту t по реакции (1) образовалось 0,42 моль оксида серы (VI), причем прореагировало 70 % SO_2 : а) 0,29; б) 0,49; в) 0,6; г) 1,2.

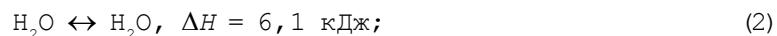
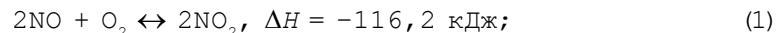
6. Вычислите равновесную концентрацию (моль/л) аммиака в системе (2), если исходные концентрации азота и водорода соответственно равны 2 и 7 моль/л, а к моменту наступления равновесия прореагировало 10 % N_2 : а) 0,2; б) 0,4; в) 1,8; г) 3,6.

7. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40 до 120 °С? Температурный коэффициент реакции равен 2. Варианты ответа: а) в 84 раза; б) в 480 раз; в) в 256 раз; г) в 128 раз.

8. При температуре 60 °С скорость реакции равна 0,64 моль · с⁻¹. Какова скорость реакции (моль · с⁻¹) при 10 °С (температурный коэффициент скорости реакции равен 2)? Варианты ответа: а) 0,01; б) 0,02; в) 20,48; г) 40,96.

Вариант 2

Даны следующие системы:



1. Укажите, какая из систем (1) – (4) является гомогенной.

2. Равновесие в каких из систем (1) – (4) сместится вправо при понижении температуры?

3. Какие факторы способствуют смещению равновесия в системе (4) вправо? Варианты ответа: а) повышение температуры; б) повышение давления; в) катализаторы; г) увеличение исходной концентрации CO_2 .

4. Чему равна скорость прямой реакции (1) через некоторое время, когда концентрация кислорода уменьшится на 0,2 моль? Начальная концентрация кислорода составляет 0,3, оксида азота (II) – 0,6 моль/л, константа скорости реакции – 0,5: а) 0,002; б) 0,003; в) 0,016; г) 0,02.

5. Скорость прямой реакции (1) при концентрации оксида азота (II) 0,6 моль/л и кислорода 0,5 моль/л равна 0,018 моль / (л·мин). Вычислите константу скорости прямой реакции: а) 0,06; б) 0,1; в) 1,0; г) 1,2.

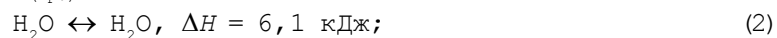
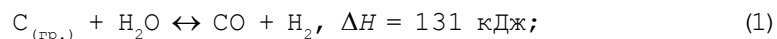
6. Вычислите равновесную концентрацию (моль/л) кислорода в системе (1), когда концентрация оксида азота (II) станет 0,04 моль/л, если начальная концентрация оксида азота (II) составляет 0,06, кислорода – 0,1 моль/л: а) 0,01; б) 0,02; в) 0,04; г) 0,09.

7. В закрытом сосуде при некоторой температуре в системе (1) установилось равновесие при концентрации оксида азота (IV), равной 0,24, кислорода – 1,6, оксида азота (II) – 0,06 моль/л. Вычислите константу химического равновесия и исходную концентрацию (моль/л) кислорода: а) 1,0 и 1,72; б) 2,5 и 1,72; в) 10 и 1,72; г) 2,5 и 1,84.

8. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3,9 раза при повышении температуры реакционной смеси на 10 К. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40 до 75 °С? Варианты ответа: а) в 7,8 раза; б) в 117 раз; в) в 15,6 раза; г) в 3,9 раза.

Вариант 3

Даны следующие системы:



1. Для каких из реакций равновесие сместится влево при повышении температуры?

2. Как изменится скорость химической реакции, если при увеличении температуры на 30 °С константа скорости химической реакции возрастет в 100 раз? Варианты ответа: а) увеличится в 100 раз; б) не изменится; в) увеличится в 800 раз; г) увеличится в 27 раз.

3. Какие воздействия вызовут смещение равновесия реакции (2)? Варианты ответа: а) повышение температуры; б) повышение давления; в) катализаторы; г) увеличение исходной концентрации CO₂.

4. Чему равна скорость прямой реакции (2) при увеличении давления в системе в 5 раз? Варианты ответа: а) не изменится; б) увеличится в 5 раз; в) уменьшится в 5 раз; г) увеличится в 25 раз.

5. Константа равновесия реакции (4) при некоторой температуре равна 40. Вычислите начальную концентрацию (моль/л) хлора, если в состоянии равновесия концентрация оксида углерода (II) равна 0,2, а фосгена 0,8 моль/л: а) 0,1; б) 0,2; в) 0,8; г) 0,9.

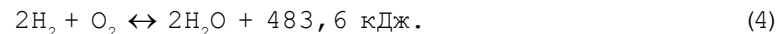
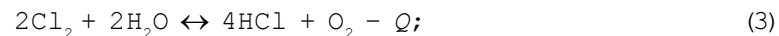
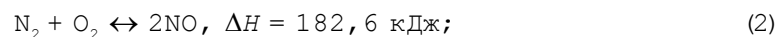
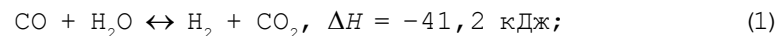
6. Равновесие реакции (2) установилось при следующих концентрациях участвующих в ней веществ: водорода – 0,25, хлора – 0,05, хлороводорода – 0,9 моль/л. Определите исходные концентрации (моль/л) хлора и водорода: а) 0,7 и 0,5; б) 0,5 и 0,7; в) 0,95 и 1,15; г) 1,15 и 0,95.

7. Вычислите константу равновесия реакции (3), если при некоторой температуре из двух моль хлорида фосфора (V), находящегося в закрытом сосуде вместимостью 10 л, разложению подвергаются 1,5 моль: а) 0,15; б) 0,45; в) 0,75; г) 100.

8. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 625 раз при температурном коэффициенте скорости реакции, равном 5? Варианты ответа: а) 10; б) 25; в) 40; г) 125.

Вариант 4

Даны следующие системы:



1. Для каких из вышеприведенных реакций повышение температуры вызовет смещение равновесия вправо?

2. Как изменится скорость прямой реакции (1) при уменьшении концентрации паров воды в 5 раз? Варианты ответа: а) не изменится; б) возрастет в 5 раз; в) уменьшится в 5 раз; г) уменьшится в 25 раз.

3. При каких концентрациях (моль/л) водорода и кислорода скорость прямой химической реакции (4) численно равна константе скорости? Варианты ответа: а) 0,5 и 2; б) 0,25 и 4; в) 0,5 и 4; г) 1 и 1.

4. При 1000 К константа равновесия реакции (1) равна 1. Вычислите концентрацию (моль/л) углекислого газа, если в сосуд вместимостью 2,5 л поместили по 1 моль оксида углерода (II) и воды: а) 0,2; б) 0,4; в) 0,8; г) 1.

5. Сколько теплоты (кЖ) выделится при сгорании $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода (н. у.) по реакции (4)? Варианты ответа: а) 14,45; б) 28,9; в) 60,45; г) 115,6.

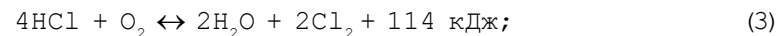
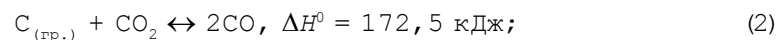
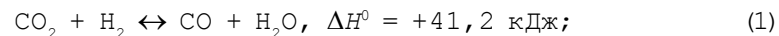
6. Равновесная концентрация оксида азота в реакции (2) составляет 4 моль/л, а исходные концентрации азота и кислорода – соответственно 6 и 5 моль/л. Определите равновесную концентрацию (моль/л) кислорода: а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

7. Определите константу равновесия реакции (4) получения водяных паров из газообразных водорода и кислорода, если в начальный момент реакции присутствовало 16 моль водорода и 12 моль кислорода и равновесие установилось после образования 10 моль паров воды: а) 0,24; б) 0,4; в) 0,8; г) 1,4.

8. Реакция протекает по уравнению (4). Начальные концентрации водорода и кислорода соответственно равны 0,4 и 0,2 моль/л. Вычислите концентрации (моль/л) этих реагентов в момент, когда молярная доля водорода уменьшится на 40%: а) 0,12 и 0,16; б) 0,24 и 0,16; в) 0,24 и 0,12; г) 0,12 и 0,24.

Вариант 5

Даны следующие системы:



1. Как изменится скорость реакции (1) при увеличении концентрации водорода в 3 раза? Варианты ответа: а) возрастет в 3 раза; б) уменьшится в 3 раза; в) не изменится; г) возрастет в 9 раз.

2. Укажите прямую реакцию (1) – (4), скорость которой уменьшится с повышением температуры в меньшей степени по сравнению с обратной реакцией.

3. Каким образом можно увеличить выход водяного пара для реакции (1)? Варианты ответа: а) увеличить давление; б) уменьшить давление; в) увеличить концентрацию водорода; г) уменьшить концентрацию углекислого газа.

4. При каких концентрациях (моль/л) водорода и йода скорость прямой химической реакции (4) численно равна константе скорости? Варианты ответа: а) 0,2 и 5; б) 0,2 и 1; в) 2,5 и 0,4; г) 1 и 1.

5. Константа равновесия реакции (3) при некоторой температуре равна 0,3. Как можно изменить численное значение константы? Варианты ответа: а) изменить температуру; б) изменить исходную концентрацию кислорода; в) изменить равновесную концентрацию хлора; г) изменить равновесные концентрации исходных веществ.

6. При температуре 1000 К константа равновесия реакции (1) равна 1. Определите, чему равны равновесные концентрации (моль/л) оксида углерода (II) и воды, если равновесные концентрации оксида углерода (IV) и водорода соответственно равны 2 и 0,5 (моль/л): а) 2 и 1; б) 1 и 2; в) 1 и 1; г) 0,5 и 0,5.

7. Константа равновесия реакции (1) при температуре 1000 К равна 1. Исходные концентрации углекислого газа и водорода соответственно равны 0,2 и 0,8 моль/л. Определите, при какой концентрации (моль/л) оксида углерода (II) установится равновесие: а) 0,08; б) 0,12; в) 0,16; г) 0,64.

8. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость химической реакции увеличилась в 16 раз? Варианты ответа: а) 4; б) 40; в) 256; г) 400.

Рекомендуемая литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2004. 727 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высш. шк., 2003. 546 с.
3. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2004. 527 с.
4. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии. М.: Высш. шк., 1997. 384 с.
5. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и органической химии. М.: Химия, 1979. 336 с.
6. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина М.К. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. М.: Высш. шк., 1988. 303 с.
7. Коровин Н.В., Мигулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. М.: Высш. шк., 2001. 256 с.
8. Лабораторная работа «Скорость химических реакций и химическое равновесие»: Метод. указ. к лабораторным работам по курсу физической и коллоидной химии. Новосибирск: Изд-во НИИЖТа, 1983. 36 с.

Оглавление

1. Скорость химических реакций	3
2. Химическое равновесие	10
Контрольные вопросы и задачи для самостоятельного решения	15
Лабораторная работа. Скорость химических реакций и химическое равновесие ...	26
Контрольные задания	31
Рекомендуемая литература	37

Учебное издание

Кабанова Лидия Федоровна

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Методические указания для лабораторно-практических занятий и
самостоятельной работы

Редактор *М.А. Турбина*
Компьютерная верстка *Ю.В. Борцова*

Изд. лиц. ЛР № 021277 от 06.04.98.

Подписано в печать 13.02.07.

2,5 печ. л.

2,0 уч.-изд. л.

Тираж 300 экз.

Заказ № 1724

Издательство Сибирского государственного университета путей сообщения
630049 Новосибирск, ул. Д. Ковальчук, 191
Тел./факс. (383) 228-73-81. E-mail: press@stu.ru