

Скорость химических реакций

Скорость химического превращения – это количество элементарных актов взаимодействия в единицу времени в единице объема для гомогенных реакций и на единицу поверхности – для гетерогенных. Это изменение концентраций реагентов или продуктов реакций в единицу времени:

$$V_{\text{ср}} = \frac{C_1 - C_0}{\tau_1 - \tau_0} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Знак «-» означает снижение концентрации реагентов, знак «+» – увеличение концентрации продуктов (рис. 1).

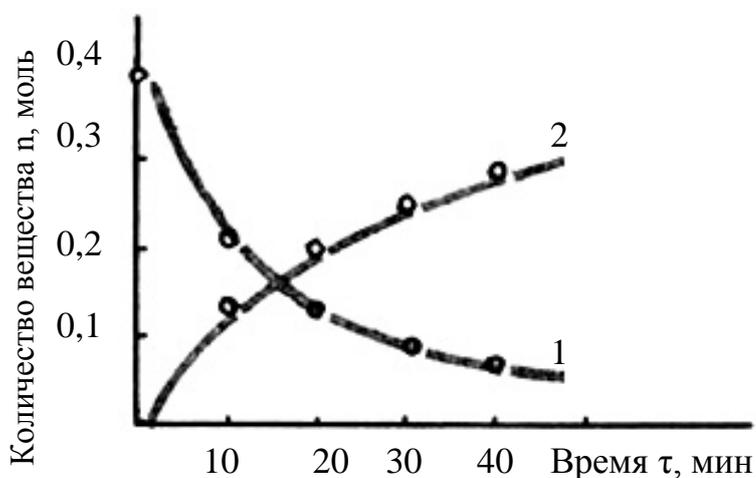


Рис. 1. Зависимость концентраций от времени (скорость реакции):
1 – концентрация реагентов, 2 – концентрация продуктов

Зависимость скорости реакции от концентрации при постоянной температуре.

Зависимость скорости превращения от концентрации определяется числом активных соударений частиц и подчиняется закону действия масс Гульдберга и Вааге (1984 г.): при постоянной температуре скорость элементарной гомогенной химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Так, для реакции $aA + bB \rightarrow cC + dD$ скорость превращения по реагентам равна:

$$V = k C_A^a C_B^b,$$

где k – константа скорости реакции; C_A и C_B – концентрации исходных веществ А и В; a и b – стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции.

Если принять $C_A = C_B = 1$ моль/л, то $V = k$. Таким образом, *константа скорости* – это скорость реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице.

Сумма стехиометрических коэффициентов ($a+b$) называется суммарным порядком реакции по исходным веществам. Порядок реакции по данному реагенту (частный порядок) равен стехиометрическому коэффициенту перед формулой данного вещества в уравнении реакции.

Пример 1. В сосуде смешали хлор и водород. Смесь нагрели. Через 5 с концентрация хлороводорода в сосуде стала равной 0,05 моль/л. Определите среднюю скорость образования хлороводорода (моль·л⁻¹·с⁻¹).

Решение. Определяем изменение концентрации хлороводорода в сосуде через 5 с после начала реакции:

$$\Delta C(\text{HCl}) = C_{\text{кон}} - C_{\text{исх}},$$

где $C_{\text{кон}}$, $C_{\text{исх}}$ – конечная и исходная молярные концентрации соответственно.

Подставив в уравнение цифровые значения, получим

$$\Delta C(\text{HCl}) = 0,05 - 0 = 0,05 \text{ моль/л.}$$

Рассчитываем среднюю скорость образования хлороводорода:

$$V = \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = \frac{0,05}{5} = 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}.$$

Ответ: 0,01 моль·л⁻¹·с⁻¹.

Пример 2. В растворе протекает реакция $A + B \rightarrow C$. Определите скорость (моль·л⁻¹·с⁻¹) химической реакции в тот момент, когда в растворе объемом 0,2 л содержалось 0,1 моль вещества А и 0,2 моль вещества В. Константа скорости равна 10 моль·л⁻¹·с⁻¹.

Решение. Определяем молярные концентрации реагентов А и В:

$$C(A) = \nu(A) / V ; C(A) = 0,1 / 0,2 = 0,5 \text{ моль/л} ;$$

$$C(B) = \nu(B) / V ; C(B) = 0,2 / 0,2 = 1,0 \text{ моль/л.}$$

Рассчитываем скорость химической реакции в соответствии с уравнением

$$V = k \cdot C(A) \cdot C(B); V = 10 \cdot 0,5 \cdot 1 = 5 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}.$$

Ответ: 5 моль·л⁻¹·с⁻¹.

Пример 3. В системе протекает реакция между газообразными веществами: $A + B \rightarrow C$. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции, если концентрацию А увеличить в 4 раза?

Решение. Выражаем скорость реакции в исходном состоянии системы

$$V_1 = k \cdot C_1(A) \cdot C_1(B).$$

Принимаем $C_1(A) = a$; $C_1(B) = b$. Тогда $V_1 = k \cdot a \cdot b$.

Выражаем скорость реакции после увеличения концентрации вещества А в 4 раза.

$$V_2 = k \cdot C_2(A) \cdot C_2(B).$$

Согласно условию $C_2(A) = 4C_1(A) = 4a$; $C_2(B) = C_1(B) = b$.

Тогда $V_2 = k \cdot 4a \cdot b$.

Рассчитываем, во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении концентрации вещества А:

$$V_2 / V_1 = \frac{k \cdot 4a \cdot b}{k \cdot a \cdot b} = 4.$$

Ответ: Скорость реакции возрастет в 4 раза.

Зависимость скорости от давления наблюдается только для реакций с участием газов. При увеличении давления в n раз концентрация возрастает в n раз, и наоборот.

Пример 4. Во сколько возрастет скорость химической реакции между газообразными веществами, реагирующими по уравнению $A + B \rightarrow C$, если увеличить давление в 2 раза?

Решение. Выражаем скорость реакции до увеличения давления

$$V_1 = k \cdot C_1(A) \cdot C_1(B).$$

Принимаем $C_1(A) = a$; $C_1(B) = b$. Тогда $V_1 = k \cdot a \cdot b$.

Увеличение давления приведет к уменьшению объемов газов, к увеличению их концентрации и соответственно к увеличению скорости реакции. Скорость реакции после увеличения давления выразим следующим образом: $V_2 = k \cdot C(A) \cdot C_2(B)$.

При увеличении давления в 2 раза объем газовой смеси уменьшится также в 2 раза (согласно закону $P_1V_1 = P_2V_2$). Следовательно, концентрация веществ возрастет в 2 раза.

Таким образом, $C_2(A) = 2C_1(A) = 2a$; $C_2(B) = 2C_1(B) = 2b$.

Тогда $V = k \cdot 2a \cdot 2b$.

Определяем, во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении давления:

$$V_2 / V_1 = \frac{k \cdot 2a \cdot 2b}{k \cdot a \cdot b} = 4.$$

Ответ: Скорость реакции возрастет в 4 раза.

Пример 5. Для реакции $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$ начальные концентрации NH_3 и O_2 равны соответственно 2,0 моль/л и 3,0 моль/л. Определите их концентрации в момент времени, когда прореагирует 30% NH_3 .

Решение. Пусть объем системы равен 1 л, тогда концентрации реагентов численно равны их количествам:

$\nu(NH_3) = 2$ моль и $\nu(O_2) = 3$ моль.

Рассчитываем количество прореагировавшего аммиака:

$\nu(NH_3)_{\text{прор}} = \nu_0(NH_3) \cdot 0,3 = 2 \cdot 0,3 = 0,6$ моль.

Тогда количество оставшегося аммиака составляет:

$$\nu_t = 2,00 - 0,6 = \frac{1,4}{1} = 1,4 \text{ моль/л.}$$

По прореагировавшему аммиаку находим количество прореагировавшего кислорода. Составляем пропорцию:

4 моль NH_3	$\xrightarrow{\text{реагирует}}$	5 моль O_2 ;
0,6 моль	—————	x моль.

$$\text{Отсюда } x = \frac{0,6 \cdot 5}{4} = 0,75 \text{ моль.}$$

Тогда количество оставшегося кислорода равно

$$v_t(\text{O}_2) = v_0(\text{O}_2) - v(\text{O}_2)_{\text{прор}} = 3,00 - 0,75 = 2,25 \text{ моль;}$$

$$c_t(\text{O}_2) = \frac{v_t(\text{O}_2)}{V} = \frac{2,25}{1} = 2,25 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 1,4 моль/л NH_3 ; 2,25 моль/л O_2 .

Пример 6. Для реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ начальные концентрации (моль/л) для N_2 , H_2 и NH_3 равны соответственно 0,2; 0,6 и 0,01. Найдите концентрации всех веществ к тому моменту времени, когда прореагировала половина азота.

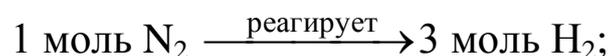
Решение. Пусть объем системы равен 1 л и в процессе реакции не изменяется. В случае N_2 и H_2 поступаем следующим образом:

а) $v(\text{H}_2)_{\text{прор}} = 0,5v_0(\text{N}_2) = 0,6 - 0,3 = 0,3 \text{ моль;}$

$$v_t(\text{N}_2) = v_0(\text{N}_2) - v(\text{N}_2)_{\text{прор}} = 0,2 - 0,1 = 0,1 \text{ моль;}$$

$$c_t(\text{N}_2) = 0,1/1 = 0,1 \text{ моль/л;}$$

б) составляем пропорцию:



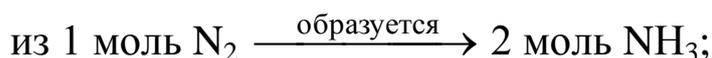
$$0,1 \text{ моль} \quad \text{—————} \quad x \text{ моль.}$$

Отсюда $x = 0,3 \text{ моль;}$

$$v_t(\text{H}_2) = 0,6 - 0,3 = 0,3 \text{ моль;}$$

$$c_t(\text{H}_2) = 0,3/1 = 0,3 \text{ моль/л;}$$

в) находим количество образовавшегося аммиака, составляем пропорцию:



$$0,1 \text{ моль} \quad \text{—————} \quad y \text{ моль.}$$

Отсюда $y = 0,2 \text{ моль.}$

Это значение следует прибавить (а не отнять, как для реагентов) к исходному количеству NH_3 , так как аммиак в процессе реакции образуется:

$$v_t(\text{NH}_3) = v_0(\text{NH}_3) + v(\text{NH}_3)_{\text{обр}} = 0,01 + 0,20 = 0,21 \text{ моль.}$$

Получаем $c_{\tau}(\text{NH}_3) = 0,21/1 = 0,21$ моль/л.

Ответ: 0,1 моль/л N_2 ; 0,3 моль/л H_2 ; 0,21 моль/л NH_3 .

Пример 7. Скорость реакции веществ (все вещества – газы) $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ равна $0,02$ моль·л⁻¹·с⁻¹. Каковы будут концентрации всех веществ через 5 с после начала реакции, если начальные концентрации А, В и С соответственно (моль/л) 1; 2 и 0,05?

Решение. $\Delta C = V \cdot \Delta \tau$, а поскольку имеем:

$$\Delta C = \frac{\Delta v}{V}, \text{ или } \frac{\Delta v}{V} = V \cdot \Delta \tau, \text{ или } \Delta C = V \cdot \Delta \tau,$$

т.е. изменение количества вещества (моль) численно равно изменению концентраций (моль/л).

Последнее выражение позволяет найти, на какое количество моль уменьшилось содержание веществ А и В в системе и на какое количество моль увеличилось содержание вещества С.

Так как стехиометрические коэффициенты при формулах всех веществ одинаковы, то и значение Δv для всех веществ одинаково. Если бы уравнение реакции имело, например, вид $\text{A} + 3\text{B} \rightarrow 2\text{C}$, то необходимо было бы указать, по какому веществу определялась скорость.

В данной задаче

$$\Delta v = V \cdot \Delta \tau = 0,02 \cdot 5 = 0,01 \text{ моль};$$

$$v_{\tau}(\text{A}) = 1 - 0,1 = 0,9 \text{ моль}; \quad C_{\tau}(\text{A}) = \frac{0,9}{1} = 0,9 \text{ моль/л};$$

$$v_{\tau}(\text{B}) = 2 - 0,1 = 1,9 \text{ моль}; \quad C_{\tau}(\text{B}) = \frac{1,9}{1} = 1,9 \text{ моль/л};$$

$$v_{\tau}(\text{C}) = 0,05 + 0,1 = 0,15 \text{ моль}; \quad C_{\tau}(\text{C}) = \frac{0,15}{1} = 0,15 \text{ моль/л};$$

Ответ: 0,9 моль/л А; 1,9 моль/л В; 0,15 моль/л С.

Зависимость скорости реакции от температуры.

Влияние температуры на скорость химической реакции определяется правилом Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10° скорость реакции увеличивается примерно в 2-4 раза:

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где γ – температурный коэффициент скорости реакции.

Пример 1. На сколько градусов нужно увеличить температуру, чтобы скорость химической реакции возросла в 16 раз? Известно, что при увеличении температуры на 10°C скорость реакции возрастает в 2 раза, т.е. температурный коэффициент скорости γ равен 2.

Решение. Так как $V_2 / V_1 = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$,

получаем $16 = 2^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ или $16 = 2^4$.

Отсюда $\frac{T_2 - T_1}{10} = 4$ или $T_2 - T_1 = 40^\circ\text{C}$.

Ответ: На 40°C .

Пример 2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 10 до 50°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

Решение. $V_2 / V_1 = 3^{\frac{50 - 10}{10}} = 3^4 = 81$.

Ответ: В 81 раз.

Скорость реакции и время, за которое она протекает, связаны обратно пропорциональной зависимостью:

$$V_2 / V_1 = \tau_1 / \tau_2. \quad (18.4)$$

Пример 3. При температуре 20°C реакция протекает за 2 мин. За какое время будет протекать эта реакция при 0°C , если $\gamma = 2$?

Решение. Из формулы (18.4) следует, что

$$\tau_2 = \tau_1 \cdot V_1 / V_2 \text{ или } \tau_2 = \frac{\tau_1}{\gamma^{\Delta T/10}}.$$

$$\text{Отсюда } \tau_2 = \frac{2}{2^{(0-20)/10}} = \frac{2}{2^{-2}} = 2 \cdot 2^2 = 8 \text{ мин.}$$

Ответ: 8 мин.

Влияние катализатора на скорость реакции.

Катализ – это процесс изменения скорости реакции при добавлении специальных веществ. Различают положительный и отрицательный катализ.

Процесс ускорения реакции является *положительным катализом*.

Процесс замедления реакции – *отрицательный катализ*.

Вещества, ускоряющие реакцию, называются *катализаторами*.

Вещества, замедляющие реакцию, называются *ингибиторами*.

Химическое состояние катализатора и ингибитора, а также их количество, после реакции теоретически остаются неизменными.

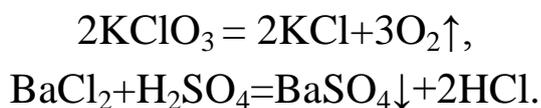
Различают гомогенный и гетерогенный катализ. Если катализатор и реагенты находятся в одной фазе и процесс протекает в объеме, то это *гомогенный* катализ. Если катализатор и реагенты находятся в разных фазах и процесс протекает на поверхности их раздела, то это *гетерогенный* катализ.

Принцип действия катализатора заключается в снижении энергии активации процесса.

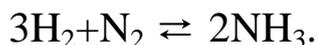
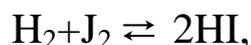
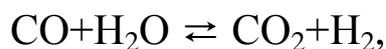
Химическое равновесие

Химические реакции делятся на *необратимые* и *обратимые*.

Необратимые реакции протекают только в прямом направлении до конца. Например:



Обратимые реакции способны протекать как в прямом, так и в обратном направлениях и при достижении состояния равновесия характеризуются равенством скоростей прямой и обратной реакций:



Реакцию, протекающую в правую сторону (\rightarrow), называют *прямой*, а в левую (\leftarrow) – *обратной*.

Особенность обратимых реакций состоит в том, что они не идут до конца, в системе всегда остается в каком-то количестве каждое из исходных веществ. Создается впечатление, что реакция остановилась на каком-то уровне. Вначале, при смешении исходных веществ, скорость прямой реакции велика, а скорость обратной реакции равна нулю. В ходе реакции исходные вещества расходуются и их концентрации уменьшаются. В результате этого уменьшается скорость прямой реакции V_1 (рис. 2).

Одновременно появляются продукты реакции, и их концентрация возрастает. Вследствие этого начинает идти обратная реакция, причем скорость ее постепенно увеличивается. Когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, наступает химическое равновесие.

Оно характеризуется постоянным (для данных условий) соотношением равновесных концентраций всех веществ, участвующих во взаимодействии. Этим и объясняется иллюзия остановки реакции.

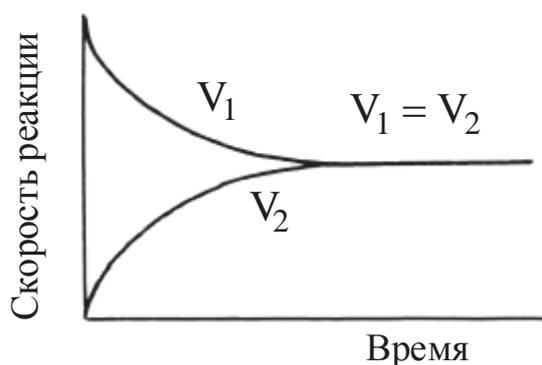


Рис.2. Изменение скорости прямой (V_1) и обратной (V_2) реакции во времени

Понятие «химическое равновесие» применимо только к обратимым реакциям.

Химическим равновесием называют такое состояние реакционной системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной, что является кинетическим условием химического равновесия. Химическое равновесие характеризуется постоянным при данных условиях соотношением равновесных концентраций всех веществ, участвующих во взаимодействии.

Для реакции общего вида $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ скорости прямой и обратной реакций по закону действующих масс будут равны $V_1 = k_1[A]^a[B]^b$ и $V_2 = k_2[C]^c[D]^d$. В условиях равновесия $V_1 = V_2$. Следовательно, $k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$. Преобразуем равенство:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = K.$$

Величина K_C называется *концентрационной константой равновесия*. Это величина, равная отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Если $K_C \rightarrow 0$, то химическое взаимодействие отсутствует, если $K \rightarrow \infty$, то реакция протекает необратимо. Так, для обратимой реакции $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ константа равновесия

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

Величина, равная отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам, называется *константой*

Химическое равновесие, т. е. равенство скоростей прямой и обратной реакций, сохраняется до тех пор, пока сохраняются условия равновесия. При изменении условий (например, температуры) изменяются скорости прямой и обратной реакций, что ведет к нарушению равновесия и смещению (сдвигу) его в правую или левую

сторону. Через некоторое время система вновь уравнивается, но уже при других равновесных концентрациях и других значениях скоростей. Поэтому химическое равновесие называют *подвижным* (динамическим). Равновесие сдвигается вправо, если увеличились концентрации исходных веществ реакции, и влево, если увеличились концентрации продуктов.

Направление сдвига равновесия определяется принципом Ле Шателье-Брауна: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то состояние равновесия смещается в том направлении, которое ослабляет влияние этого воздействия.*

На сдвиг равновесия могут влиять температура, концентрации реагентов и давление.

В соответствии с законом действия масс при увеличении концентрации исходных веществ возрастает скорость прямой реакции, равновесие смещается вправо. При увеличении концентрации продуктов реакции возрастает скорость обратной реакции, равновесие смещается влево.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса, идущего с поглощением тепла.

Если в обратимой реакции участвует хотя бы одно газообразное вещество, то при увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения концентрации газа.

Необходимо отметить, что катализатор, ускоряя реакцию, уменьшает время достижения равновесия, но не влияет на положение равновесия.

Пример 1. Для реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ вычислите константу равновесия и исходные концентрации реагирующих веществ, если равновесные концентрации реагирующих веществ равны $[N_2] = 2,5$ моль/л; $[H_2] = 1,8$ моль/л; $[NH_3] = 3,6$ моль/л.

Решение. Определяем константу равновесия этой реакции:

$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]}$$

Исходные концентрации азота и водорода находим на основании уравнения процесса. На образование двух молей аммиака расходуется один моль азота, а на образование 3,6 моль аммиака потребовалось $3,6/2 = 1,8$ моль азота. Учитывая равновесную концентрацию азота, находим его первоначальную концентрацию: $[\text{N}_2]_{\text{исх.}} = 2,5 + 1,8 = 4,3$ моль/л. На образование двух молей аммиака необходимо 3 моль водорода, а для получения 3,6 моль аммиака требуется $3 \cdot 3,6/2 = 5,4$ моль водорода. Тогда исходная концентрация водорода составляет величину $[\text{H}_2]_{\text{исх.}} = 1,8 + 5,4 = 7,2$ моль/л. Таким образом, реакция начиналась при концентрациях $[\text{N}_2] = 4,3$ моль/л и $[\text{H}_2] = 7,2$ моль/л.

Пример 2. В реакции $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightleftharpoons 2\text{HJ}$ исходные концентрации H_2 и J_2 равны каждая 1 моль/л. Вычислить равновесные концентрации вещества, если константа равновесия $K_C = 50$.

Решение. Предположим, что к моменту равновесия прореагировало по x молей водорода и йода, тогда равновесная концентрация $[\text{HJ}] = 2x$ молей. Подставим эти величины в выражение для константы равновесия:

$$K_C = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)} = 50, \text{ отсюда } x = 0,78.$$

Следовательно, равновесные концентрации $[\text{H}_2] = [\text{J}_2] = 1 - 0,78 = 0,22$ моль/л и $\text{HJ} = 0,78 \cdot 2 = 1,56$ моль/л.

Пример 3. Для реакции синтеза аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равновесные концентрации (моль/л) N_2 , H_2 и NH_3 равны соответственно 3,00; 2,00 и 0,30. Найдите исходные концентрации N_2 и H_2 .

Решение. Обозначим равновесные концентрации и количества как C_τ и v_τ , а исходные – как C_0 и v_0 . Тогда:

$$v_{\tau}(\text{N}_2) = v_0(\text{N}_2) - v(\text{N}_2)_{\text{прор}}, \text{ откуда } v_0(\text{N}_2) = v_{\tau}(\text{N}_2) + v(\text{N}_2)_{\text{прор}};$$

$$v_{\tau}(\text{H}_2) = v_0(\text{H}_2) - v(\text{H}_2)_{\text{прор}}, \text{ откуда } v_0(\text{H}_2) = v_{\tau}(\text{H}_2) + v(\text{H}_2)_{\text{прор}}.$$

Находим $v(\text{N}_2)_{\text{прор}}$ и $v(\text{H}_2)_{\text{прор}}$ по количеству вещества образовавшегося аммиака. Составляем пропорции:

$$\begin{array}{ccc} \text{на образование 2 моль NH}_3 & \xrightarrow{\text{расходуется}} & 1 \text{ моль N}_2; \\ 0,30 \text{ моль} & \text{—————} & x. \end{array}$$

$$\text{Отсюда } x = \frac{0,3 \cdot 1}{2} = 0,15 \text{ моль};$$

$$\begin{array}{ccc} \text{на образование 2 моль NH}_3 & \xrightarrow{\text{расходуется}} & 3 \text{ моль H}_2; \\ 0,30 \text{ моль} & \text{—————} & y. \end{array}$$

$$\text{Отсюда } y = \frac{0,3 \cdot 3}{2} = 0,45 \text{ моль}.$$

Следовательно,

$$v_0(\text{N}_2) = 3,0 + 0,15 = 3,15 \text{ моль};$$

$$v_0(\text{H}_2) = 2,0 + 0,45 = 2,45 \text{ моль};$$

$$C_0(\text{N}_2) = \frac{3,15}{1} = 3,15 \text{ моль/л}; \quad C_0(\text{H}_2) = \frac{2,45}{1} = 2,45 \text{ моль/л}.$$

Ответ: $C_0(\text{N}_2) = 3,15 \text{ моль/л}; C_0(\text{H}_2) = 2,45 \text{ моль/л}.$

Пример 4. В каком направлении должно смещаться равновесие реакции $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, $\Delta H^0 > 0$: а) при добавлении N_2O_4 ; б) при удалении NO_2 ; в) при повышении давления; г) при увеличении объема; д) при понижении температуры?

Решение. Для определения влияния всех этих изменений можно воспользоваться принципом Ле Шателье: а) при добавлении N_2O_4 концентрация этого вещества в системе должна уменьшаться, следовательно, равновесие сместится в сторону образования большего количества продуктов (в правую сторону уравнения); б) при удалении NO_2 в системе образуется дополнительное количество NO_2 в сторону образования продуктов (вправо); в) в системе установится новое равновесие, соответствующее меньшему объему (с меньшим числом молекул газа), следовательно, равновесие должно

сместиться влево; г) равновесие в системе сместится в сторону возрастания объема системы (повышение числа молекул газа), т. е. вправо; д) система ответит на понижение температуры смещением равновесия в сторону увеличения выделения тепла, т. е. влево, так как реакция, протекающая в прямом направлении, является эндотермической.

Задачи для самостоятельного решения

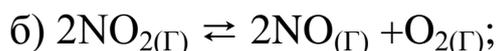
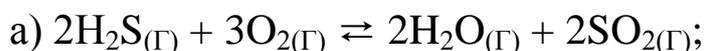
1. Определите, как изменится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если общее давление в системе увеличить в 4 раза.

2. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. Концентрации реагирующих веществ были: $C(\text{NO}) = 0,8$ моль/л; $C(\text{O}_2) = 0,6$ моль/л. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота – до 1,2 моль/л?

3. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз? Температурный коэффициент равен 2,7.

4. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5%-ной HCl при повышении температуры на 32° , если температурный коэффициент скорости растворения равен 2,8?

5. Напишите выражения для константы равновесия каждой из перечисленных ниже реакций. В каждом случае укажите, гомогенной или гетерогенной является реакция.



6. В сосуд объемом 1 л поместили газовую смесь, состоящую из 0,100 моль NO , 0,050 моль H_2 и 0,100 моль H_2O , в котором

установилось следующее равновесие: $2\text{NO}_{(\text{Г})} + 2\text{H}_{2(\text{Г})} \rightleftharpoons \text{N}_{2(\text{Г})} + 2\text{H}_2\text{O}$. В состоянии равновесия $[\text{NO}] = 0,070$ моль/л. Вычислите: а) равновесные концентрации H_2 , N_2 , H_2O ; б) значение $K_{\text{С}}$.

5. Какое влияние на положение равновесия в реакции $\text{C}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_{2(\text{Г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{Г})}$, $\Delta H > 0$ окажет: а) добавление диоксида углерода; б) добавление $\text{C}_{(\text{ТВ})}$; в) подвод некоторого количества теплоты; г) сжатие системы; д) введение катализатора; е) удаление $\text{CO}_{(\text{Г})}$?

6. Начальные концентрации веществ в реакции $\text{CO}_{(\text{Г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Г})} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_{2(\text{Г})}$ были равны (моль/л): $\text{C}(\text{CO}) = 0,5$; $\text{C}(\text{H}_2\text{O}) = 0,6$; $\text{C}(\text{CO}_2) = 0,4$; $\text{C}(\text{H}_2) = 0,2$. Вычислите концентрации всех веществ, участвующих в реакции после того, как прореагировало 60 % H_2O .

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков А.В. Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы: Учеб. пособ. – М.: МГУ, ЛКИ, 2015. – 472с. – ISBN 978-5-19-010989-4.
2. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. Химия. 2400 задач для школьников и поступающих в вузы. – М.: Дрофа, 1999. – 560. – ISBN 5-7107-2553-6.
3. Шиманович И.Е., Павлович М.Л. и др. Общая химия в формулах, определениях, схемах. – Минск: «Полымя», 1996. – 528с.
4. Егоров А.С. и др. Химия. Пособие-репетитор. 29-е изд. – Ростов-н/Д: Феникс, 2010. – 762с.
5. Пенина В.И., Афанасьева О.Ю., Лаврентьева О.В. Общая химия для поступающих в вузы: Учеб. пособ. – Самара: СамГТУ, 2015. – 116с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособ. для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – 24-е стереотипное – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 240 с.
7. Романцева Л.М. и др. Сборник задач по общей химии. – М.: Высш. шк., 1997.
8. Классификация химических реакций и некоторые их основные типы: учеб. пособ. / О.В. Лаврентьева, И.К. Гаркушин, О.Ю. Калмыкова. Ю.В. Мощенский. – Самара: СамГТУ, 2010. – 146 с. – ISBN 978-5-7964-1405-7.

9. Окислительно-восстановительные процессы: учеб. пособ. / О.В. Лаврентьева, И.К. Гаркушин, О.Ю. Калмыкова, И.М. Кондратюк. – Самара: СамГТУ, 2006. – 52 с. – ISBN 5-7964-0799-6.

10. Самоучитель решения задач по общей химии: учеб. пособ. / О.В. Лаврентьева, И.К. Гаркушин, И.Б. Костылева, Л.А. Медовщикова. – Самара: СамГТУ, 2010. – 260 с.

11. Химия для технических вузов: учеб. пособие. В 2-х частях / И.К. Гаркушин, Н.И. Лисов, О.В. Лаврентьева, А.В. Немков; 3-е изд., перераб. и доп. Ч. 1. – Самара: Самар. гос. техн. ун-т, 2012. – 404 с.: ил. – ISBN 978-5-7964-1495-8.

12. Химия для технических вузов: учеб. пособие. В 2-х частях / И.К. Гаркушин, Н.И. Лисов, О.В. Лаврентьева, А.В. Немков; 3-е изд., перераб. и доп. Ч. 2. – Самара: Самар. гос. техн. ун-т, 2012. – 234 с.: ил. – ISBN 978-5-7964-1479-2.