

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна

Должность: проректор по учебной работе

Дата подписания: 31.12.2015

Уникальный программный ключ:

0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e9450f4a4871da56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии



ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Методические указания для самостоятельной работы
по дисциплине «Общая и неорганическая химия»
для студентов направления подготовки
18.03.01 (240100.62) «Химическая технология»

КУРСК 2015

УДК 546

Составитель: О.В. Бурыкина, Ф.Ф. Ниязи

Рецензент

кандидат химических наук, доцент Н.В. Кувардин

Химическое равновесие: методические указания по дисциплине " Общая и неорганическая химия" / Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: О.В. Бурыкина, Ф.Ф. Ниязи Курск, 2015, 27с.:. Библиогр.: 27с.

Излагаются методические указания по выполнению индивидуального задания по теме «Химическое равновесие» курса «Общая и неорганическая химия». Рассматриваются условия возникновения химического равновесия, способы смещения химического равновесия в ту или иную сторону, приводятся примеры решения задач, а также вопросы для самоконтроля и индивидуальные задания.

Методические указания предназначены для студентов 1 курса дневного отделения направления подготовки 18.03.01 (240100.62) «Химическая технология», изучающих дисциплину «Общая и неорганическая химия» согласно рабочего учебного плана направления подготовки 18.03.01 (240100.62) «Химическая технология».

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать Форма 60x84 1/16.

Усл. печ. л. Уч.-изд.л. Тираж 30 экз. Заказ. Бесплатно

Юго-Западный государственный университет.

305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

СОДЕРЖАНИЕ

Вопросы для самоподготовки.....	4
1 Возникновение химического равновесия.....	5
2 Константа равновесия.....	6
3 Расчеты константы равновесия и концентраций веществ.....	8
4 Смещение химического равновесия.....	12
Тестовые задания для самоподготовки.....	14
Индивидуальные задания.....	20
Библиографический список.....	27

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

1. Какие химические процессы называются необратимыми? Обратимыми? Приведите примеры практически необратимых и обратимых процессов.
2. Какое состояние системы называют "химическим равновесием"?
3. Какие факторы влияют на состояние химического равновесия?
4. Что является термодинамическим условием химического равновесия?
5. Что показывает и от каких факторов зависит константа химического равновесия?
6. Как записывается выражение для константы равновесия в гомогенных и гетерогенных системах?
7. Какие бывают виды констант равновесия? Как они связаны друг с другом? Можно ли по величине константы равновесия указать направление химического процесса? Как зависит константа равновесия от температуры?
8. Как связаны между собой энергия Гиббса и константа равновесия?
9. Что называется смещением химического равновесия? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
10. В чем заключается принцип Ле Шателье? Как он применяется для прогнозирования направления смещения химического равновесия при изменении внешних условий?
11. Влияет ли введение катализатора на смещение равновесия? Почему?
12. Какая существует взаимосвязь между исходными и равновесными концентрациями реагентов и продуктов реакции?

1 Возникновение химического равновесия

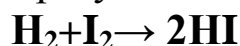
Некоторые химические реакции при одних и тех же условиях могут протекать одновременно в двух противоположных направлениях. Такие процессы называются обратимыми.

Это возможно, т.к. на химический процесс действуют две тенденции, управляя его ходом. Энтальпийный фактор ΔH – стремление реакций протекать с выделением теплоты, и $T\Delta S$ – энтропийный фактор – стремление системы к максимуму энтропии. Результирующей силой является энергия Гиббса $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

При некоторой температуре эти тенденции уравниваются, $\Delta G = 0$ и $\Delta H = T\Delta S$. Такое состояние называется химическим равновесием.

$$\Delta G = 0 - \text{термодинамическое условие равновесия}$$

Примером обратимой реакции может служить взаимодействие водорода с йодом. Если при комнатной температуре в закрытом сосуде смешать газообразный водород с парами йода, то вскоре можно обнаружить йодоводород, образующийся по реакции:



С другой стороны, если в закрытый сосуд поместить газообразный йодоводород, то через некоторое время в нем можно обнаружить фиолетовые пары йода. Это свидетельствует о разложении йодоводорода по реакции:

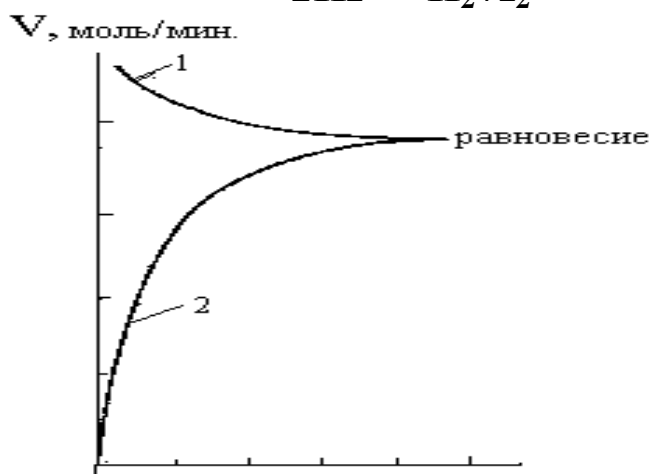
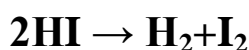
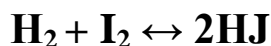


Рис. Двухстороннее приближение к равновесию системы $\text{H}_2\text{—I}_2\text{—HI}$

1—образование HI; 2—разложение HI

Обратимый характер реакции обозначается стрелками, направленными в обе стороны:



Взаимодействие водорода с парами йода вначале идет со сравнительно большой скоростью ($V_{\text{пр}}$) в сторону образования HI (кривая 1):

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}}[\text{H}_2][\text{I}_2]$$

По мере накопления HI все с большей скоростью начинает протекать обратный процесс ($V_{\text{обр}}$) — разложение HI (кривая 2):

$$V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}}[\text{HI}]^2$$

В момент времени, отвечающий слиянию скоростей прямой и обратной реакций, эти скорости становятся одинаковыми:

$$V_{\text{пр}} = V_{\text{обр}},$$

отсюда $k_{\text{пр}}[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_{\text{обр}}[\text{HI}]^2$

Наступает химическое равновесие.

$$V_1 = V_2. - \textit{кинетическое условие равновесия.}$$

Химическим равновесием называется состояние системы, при котором скорость образования продуктов реакции (скорость прямой реакции) равна скорости их превращения в исходные реагенты (скорость обратной реакции).

2 Константа равновесия

В условиях химического равновесия концентрации (или парциальные давления в случае газов) исходных веществ и продуктов реакции не изменяются во времени и называются равновесными концентрациями (или парциальными давлениями).

При равновесии химической реакции $a\text{A} + b\text{B} = l\text{L} + m\text{M}$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \left(\frac{P_{\text{L}}^l \cdot P_{\text{M}}^m}{P_{\text{A}}^a \cdot P_{\text{B}}^b} \right)$$

$P_{\text{L}}, P_{\text{M}}, P_{\text{A}}, P_{\text{B}}$ — относительные парциальные давления компонентов газовой смеси, a, b, l, m — показатели степени, равные стехиометрическим коэффициентам.

Аналогично выражается энергия Гиббса через равновесные концентрации, только вместо парциальных давлений подставляются равновесные концентрации.

Выражение, стоящее в скобках, называется константой равновесия.

$$K_p = \frac{P_L^l \cdot P_M^m}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

При $\Delta G = 0$ получаем, что $\Delta G^0 = -RT \ln K_p$

Для растворов $\Delta G^0_c = -RT \ln K_c$, где

$$K_c = \frac{C_L^l \cdot C_M^m}{C_A^a \cdot C_B^b}$$

C_L, C_M, C_A, C_B – концентрации растворённых веществ

Формулы K_c и K_p являются вариантами математического выражения закона действующих масс открытого норвежцами Гильдбергом и Вааге в 1876г.

Отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции в степенях равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях равных стехиометрическим коэффициентам при постоянной температуре является постоянной величиной.

Например, для реакции: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ закон действующих масс имеет вид:

$$K_c = [NH_3]^2 / [N_2] \cdot [H_2]^3 \quad \text{или} \quad K_p = P^2_{NH_3} / P_{N_2} \cdot P^3_{H_2}$$

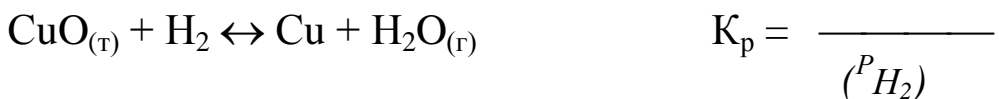
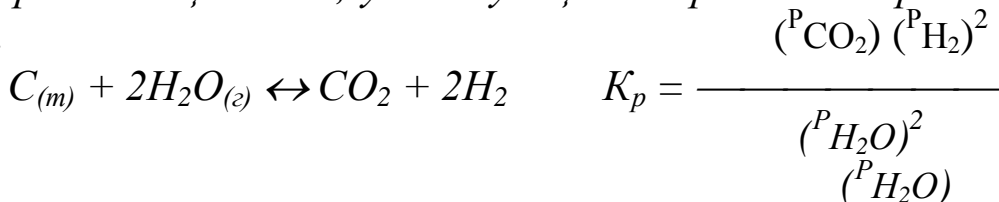
K_c и K_p связаны друг с другом уравнением:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v},$$

где Δv – изменение числа молей газов в результате реакции.

$$\Delta v = \sum_{\text{коэф-ов перед продуктами реакции}} - \sum_{\text{коэф-ов перед исх. в-ми}}$$

В гетерогенных системах в уравнения констант гетерогенного химического равновесия не входят никакие члены, относящиеся к твердым веществам, участвующим в прямой и обратной реакциях.



Так как реакции и прямая и обратная идут на одной и той же поверхности раздела фаз, площадь поверхности тоже не входит в выражение для константы равновесия.

Константа химического равновесия зависит от температуры и от природы реагентов и не зависит от концентраций веществ (парциальных давлений) в системе, поскольку при изменении концентрации одного из реагентов тут же будут меняться концентрации всех других компонентов. При этом соотношение концентраций (парциальных давлений) веществ в системе останется постоянным.

Для оценки зависимости K_p от температуры записываем форму производной K_p по температуре (dK_p/dT):

$$d\ln K_p/dT = \Delta H^0/RT^2.$$

Физический смысл производной – это скорость изменения константы равновесия от температуры. Из приведенной формулы видно, что с повышением температуры константа равновесия экзотермической реакции ($\Delta H^0 < 0$) уменьшается $\{(d\ln K_p/dT) < 0\}$, а эндотермической реакции ($\Delta H^0 > 0$) увеличивается $\{(d\ln K_p/dT) > 0\}$. С увеличением абсолютного значения ΔH и уменьшением температуры чувствительность константы равновесия к изменению температуры повышается (больше производная).

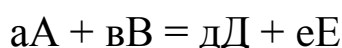
Зависимость константы равновесия от энтальпийного и энтропийного факторов свидетельствует о влиянии на неё природы реагентов.

При 298К $\Delta G_{298} = -5,71 \lg K_p_{298} = -2,48 \ln K_p_{298}$ уравнение $\Delta G^0 = -RT \ln K_p = -2,3 RT \lg K_p$, тогда $K_p = \exp (-\Delta G/RT)$.

Константа равновесия – важнейшая характеристика химического взаимодействия, по величине которой можно судить о полноте протекания реакции. Чем больше константа химического равновесия, тем больше равновесные концентрации продуктов реакции, т.е. больше *глубина* превращения. При константе равновесия $K_c \approx 1$ реакция оказывается типично обратимой, то есть в состоянии равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции сравнимы по величине. Если $K_c \rightarrow \infty$, то реакция практически необратима. Если $K_c \rightarrow 0$, то прямая реакция практически не идет.

3 Расчеты константы равновесия и концентраций веществ

Расчеты в химическом равновесии проводятся на основе связей между компонентами процесса, даваемых уравнением реакции:



Связь между исходными и равновесными концентрациями реагентов и продуктов реакции показана в таблице:

исходная концентрация реагентов	$C_{исхА}$	$C_{исхВ}$	$C_{исхД}$	$C_{исхЕ}$	исходная концентрация продуктов
израсходованная концентрация	$-\Delta C_A$	$-\Delta C_B$	$+\Delta C_D$	ΔC_E	образовавшаяся концентрация
равновесная концентрация реагентов	[А]	[В]	[Д]	[Е]	равновесная концентрация продуктов

Для исходных веществ: $[] = C_{исх} - \Delta C$; $C_{исх} > []$

Для продуктов: $[] = C_{исх} + \Delta C$, $C_{исх} < []$.

$$\Delta C_A : \Delta C_B : \Delta C_D : \Delta C_E = a : b : d : e,$$

где а, в, д, е – количество молей веществ участвующих в реакции.

Если в условии задачи не указаны исходные концентрации продуктов реакции, то они принимаются равными нулю.

Для решения будем использовать метод таблицы. В таблице всегда четыре строки:

1-я – число молей вещества (коэффициент в уравнении реакции перед веществом);

2-я – исходная концентрация веществ в системе;

3-я – израсходованная концентрация веществ (определяется мольным соотношением по уравнению реакции);

4-я – равновесная, определяется с учетом исходной концентрации и израсходованной, т.е. 2-ой и 3-ей строк таблицы.

Для исходных веществ $[] = 2\text{строка} - 3\text{строка}$

Для продуктов реакции $[] = 2\text{строка} + 3\text{строка}$.

Число столбцов в таблице равно числу реагентов в системе без учета веществ, находящихся в твердом состоянии.

Пример 1.

Взаимодействие веществ протекает по уравнению



Известно, что $C_{Aисх} = 1\text{ моль/л}$, $C_{Bисх} = 1\text{ моль/л}$, $[D] = 0,1\text{ моль/л}$

Найти константу равновесия.

Решение:

В системе среди четырех компонентов твердых веществ нет, поэтому в таблице будет четыре столбца.

Первая строка – коэффициенты перед веществами в уравнении реакции. Далее таблица заполняется исходя из условия задачи:

$C_{\text{Аисх}}=1$ моль/л, $C_{\text{Висх}} = 1$ моль/л, $[D] = 0,1$ моль/л. В условии задачи не указаны исходные концентрации продуктов реакции, поэтому они принимаются равными нулю.

	А	В	Д	Е
ν , моль	1	2	1	2
$C_{\text{исх}}$ моль/л	1	1	0	0
ΔC , моль/л				
$[C]$, моль/л			0,1	

Израсходованная концентрация вещества Д рассчитывается исходя из соотношения: $[D] = C_{\text{исх}} + \Delta C_{\text{Д}}$

$$\Delta C_{\text{Д}} = [D] - C_{\text{исх}} = 0,1 - 0 = 0,1 \text{ моль/л}$$

Израсходованную концентрацию вещества Е рассчитываем исходя из мольных соотношений веществ в уравнении реакции:

По уравнению при образовании 1 моль вещества Д образуется 2 моль вещества Е, значит при образовании 0,1 моль/л вещества Д будет образовываться 0,2 моль/л вещества Е.

Аналогично рассчитываем израсходованные концентрации веществ А и В:

$$1 \text{ моль А} - 1 \text{ моль Д}$$

$$x \text{ моль/л А} - 0,1 \text{ моль/л Д}$$

$$\Delta C_{\text{А}} = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$2 \text{ мол В} - 1 \text{ моль Д}$$

$$y \text{ моль/л В} - 0,1 \text{ моль/л Д}$$

$$\Delta C_{\text{В}} = 0,2 \text{ моль/л}$$

Полученные данные заносим в таблицу:

	А	В	Д	Е
ν , моль	1	2	1	2
$C_{\text{исх}}$ моль/л	1	1	0	0
ΔC , моль/л	-0,1	-0,2	+0,1	+0,2
$[C]$, моль/л			0,1	

Знаки перед значениями израсходованных концентраций показывают, что исходные вещества тратятся, а продукты реакции образуются, кроме того они показывают какое математическое действие нужно сделать со 2-ой и 3-ей строкой, чтобы получить равновесные концентрации веществ.

$$[C_{\text{А}}] = 1 - 0,1 = 0,9 \text{ моль/л}, [C_{\text{В}}] = 1 - 0,2 = 0,8 \text{ моль/л}, [C_{\text{Е}}] = 0 + 0,2 = 0,2 \text{ моль/л}$$

Полученные данные заносим в таблицу:

	А	В	Д	Е
ν , моль	1	2	1	2
$C_{\text{исх}}$ моль/л	1	1	0	0
ΔC , моль/л	-0,1	-0,2	+0,1	+0,2

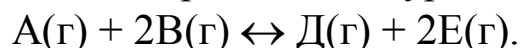
[C], моль/л	0,9	0,8	0,1	0,2
-------------	-----	-----	-----	-----

Для расчета константы равновесия данные 4-ой строки таблицы подставляем в константу равновесия:

$$K_p = \frac{[D] [E]^2}{[A] [B]^2} = \frac{[0,1] [0,2]^2}{[0,9] [0,8]^2} = 7 \cdot 10^{-3}$$

Пример 2

Взаимодействие веществ протекает по уравнению



Известно, что $C_{\text{исх}} = 1$ моль/л, $C_{\text{висх}} = 1$ моль/л, $K_c = 7 \cdot 10^{-3}$.

Найти равновесные концентрации всех веществ.

Решение:

Поскольку твердых веществ в системе нет, то в таблице 4 строки и 4 столбца. Исходные концентрации продуктов реакции не оговорены, поэтому их принимаем за ноль. Первая строка заполняется исходя из мольных соотношений в уравнении реакции (коэффициенты перед веществами). Принимаем, что израсходованная концентрация вещества Д – x моль/л, тогда исходя из мольных соотношений $\Delta C_E = 2x$ моль/л, $\Delta C_A = x$ моль/л, $C_B = 2x$ моль/л.

Заполняем таблицу исходя из полученных данных и учитывая условия задачи.

	А	В	Д	Е
ν , моль	1	2	1	2
$C_{\text{исх}}$ моль/л	1	1	0	0
ΔC , моль/л	- x	- $2x$	+ x	+ $2x$
[C], моль/л	$1-x$	$1-2x$	x	$2x$

Подставив данные 4-ой строки в выражение константы равновесия и зная её численное значение рассчитаем x .

$$K_p = \frac{[D] [E]^2}{[A] [B]^2} = \frac{[x] [2x]^2}{[1-x] [1-2x]^2} = 7 \cdot 10^{-3} \quad x = 0,1 \text{ моль/л}$$

Теперь зная выражения для расчета равновесных концентраций можно их определить:

$$[A] = 1 - 0,1 = 0,9 \text{ моль/л} \qquad [B] = 1 - 0,2 = 0,8 \text{ моль/л}$$

$$[D] = 0,1 \text{ моль/л} \qquad [E] = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль/л}$$

Константу равновесия можно рассчитать используя значение ΔG° химического процесса при определенной температуре, при

этом энергия Гиббса может быть дана прямо или косвенно. Косвенно, это когда даются конкретные химические вещества и предоставляется возможность рассчитать ΔG° по справочным данным.

Например для реакции $A(г) + 2B(г) \leftrightarrow D(г) + 2E(г)$ по справочным данным, используя следствие из закона Гесса, рассчитывается ΔG° процесса:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta G^{\circ}_{(D)} + 2\Delta G^{\circ}_{(E)} - \Delta G^{\circ}_{(A)} - 2\Delta G^{\circ}_{(B)}$$

Далее находится K_p по формуле: $\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_p$

Далее можно перевести K_p в K_c .

Можно проводить и обратный вариант расчетов. На основании K_p определить направление протекания процесса:

если $\Delta G^{\circ} < 0$ – протекает прямой процесс;

если $\Delta G^{\circ} > 0$ – протекает обратный процесс.

Пример 3

Определите направление протекания реакции:
 $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO}(г) + \text{Cl}_2(г)$ при 885 К, если равновесное давление исходного вещества 100 кПа, а всех продуктов реакции 40 кПа.

Решение:

Энергия Гиббса процесса рассчитаем по формуле

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_p$$

Предварительно рассчитаем K_p .

$$K_p = p(\text{CO}) \cdot p(\text{Cl}_2) / p(\text{COCl}_2) = 40 \cdot 40 / 100 = 16$$

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_p = -8,314 \cdot 885 \ln 16 = -20400 \text{ Дж} < 0.$$

Т.к. $\Delta G^{\circ} < 0$, то протекает прямой процесс.

4 Смещение химического равновесия

Установление химического равновесия между продуктами и реагентами часто бывает экономически не выгодно, т.к. это снижает выход продукта.

Изменением условий, в которых пребывает система – концентрации вещества, давления, температуры, можно изменить скорость прямой или обратной реакции. Тогда равновесие системы нарушается и сдвигается в сторону той реакции, скорость которой стала больше.

Характер смещения равновесия под действием внешних воздействий раскрывает принцип Ле Шателье (принцип противодействия).

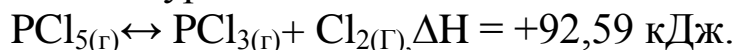
Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону ослабления этого воздействия.

Влияние температуры с повышением температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции ($\Delta H^0 > 0$), с понижением в сторону экзотермического процесса ($\Delta H^0 < 0$).

Влияние изменения концентраций (парциальных давлений). В соответствии с принципом Ле Шателье равновесие будет смещаться так, что ускоряется та реакция, при которой компенсируется воздействие (поглощается избыток или нарабатывается недостаток изменяемого компонента).

Влияние общего давления в системе может проявляться только в том случае, если среди участников процесса есть газы. Но и в этом случае оно сказывается, только если изменяется число молей газообразных веществ. В соответствии с принципом Ле Шателье повышение общего давления в системе вызовет смещение равновесия в сторону уменьшения числа молей газообразных веществ, т.е. уменьшения давления.

Пример 4 Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению



Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить химическое равновесие в сторону прямой реакции – разложения PCl_5 ?

Решение:

Направление, в котором смещается химическое равновесие, определяется по принципу Ле Шателье.

А) так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая, т.е. протекает с поглощением тепла ($\Delta H > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру;

Б) так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению числа молей газообразных веществ (из одного моля газа образуются два моля газообразных веществ), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление;

В) чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции (при T и $P = \text{const}$), можно увеличить концентрацию PCl_5 или уменьшить концентрацию PCl_3 или Cl_2 .

При применении принципа Ле Шателье к рассмотрению гетерогенного химического равновесия нужно иметь в виду, что

твердые исходные вещества и продукты реакции не влияют на смещение гетерогенного химического равновесия.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

Вариант 1.

1. Термодинамическое условие равновесия:

ОТВЕТ:

- 1) скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции
- 2) повышение температуры сдвигает равновесие в сторону эндотермической реакции
- 3) ΔV в ходе реакции равно нулю
- 4) $\Delta G=0$.

2. Константа равновесия определяется выражением: $K_c = \frac{[D]^2}{[A][B]^3}$

для системы:

ОТВЕТ:

- 1) $A(тв) + 3B(г) \leftrightarrow 2D(г) + E(г)$
- 2) $2A(г) + 3B(г) \leftrightarrow 2D(г) + E(тв)$
- 3) $A(г) + 3B(г) \leftrightarrow 2D(г) + E(тв)$
- 4) $A(г) + 3B(тв) \rightarrow 2D(г) + E(тв)$

3. Воздействия смещающие равновесие системы

$Si(тв) + 2H_2O(г) \leftrightarrow SiO_2(тв) + 2H_2(г)$; $\Delta H < 0$ в сторону обратной реакции:

ОТВЕТ:

- 1) повышение давления
 - 2) повышение концентрации водорода
 - 3) понижение температуры
 - 4) повышение количества воды
4. Температура в системе

$TiO_2(тв) + 2C(тв) \leftrightarrow 2CO(г) + Ti(тв)$; $\Delta H = 691,1 \text{ кДж}$, $\Delta S = 370,1 \text{ Дж/К}$, при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 700К 2) 1867 К 3) 1490 К 4) 990К

Вариант 2

1. Введение катализатора в равновесную систему....

ОТВЕТ:

- 1) изменяет объем системы
- 2) повышает тепловой эффект реакции
- 3) приводит к смещению равновесия

4) ускоряет наступление равновесия

2. Выражение константы равновесия для системы

$TiO_2(тв) + 2C(тв) \leftrightarrow 2CO(г) + Ti(тв)$ имеет вид:

ОТВЕТ:

1) $K_c = \frac{[CO]^2[Ti]}{[TiO_2][C]^2}$ 2) $K_c = [CO]^2$ 3) $K_c = \frac{1}{[CO]}$ 4) $K_c = \frac{[TiO_2][C]^2}{[Ti][CO]^2}$

3. Воздействия смещающие равновесие системы

$TiO_2(тв) + 2C(тв) \leftrightarrow 2CO(г) + Ti(тв)$ в сторону прямой реакции:

- а) уменьшение давления
- б) увеличение концентрации C;
- в) увеличение температуры
- г) уменьшении концентрации CO

ОТВЕТ: 1) а,б 2) б,в 3) а,в 4) а,г

4. Температура в системе

$Si(тв) + 2H_2O(г) \leftrightarrow SiO_2(тв) + 2H_2(г)$; $\Delta H = -427,3 \text{ кДж}$, $\Delta S = -92,6 \text{ Дж/К}$,
при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 4614К 2) 842 К 3) 230 К 4) 461К

Вариант 3

1. Не приведет к изменению константы равновесия химических реакций:

ОТВЕТ:

- 1) изменение давления
- 2) изменение температуры
- 3) замена катализатора
- 4) изменение концентрации веществ в системе

2. Выражение константы равновесия для системы

$Si(тв) + 2H_2O(г) \leftrightarrow SiO_2(тв) + 2H_2(г)$ имеет вид:

ОТВЕТ: 1) $K_c = \frac{[Si][H_2O]^2}{[SiO_2][H_2]^2}$ 2) $K_c = \frac{[SiO_2][H_2]^2}{[Si][H_2O]^2}$ 3) $K_c = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2}$ 4) $K_c = \frac{[H_2]^2}{[H_2O]^2}$

3. Для смещения равновесия системы

$2CO(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2CO_2(г)$; $\Delta H < 0$, в сторону прямого процесса нужно:

ОТВЕТ:

- 1) объём увеличить, температуру уменьшить
- 2) объём уменьшить, температуру увеличить
- 3) объём уменьшить, температуру уменьшить
- 4) объём увеличить, температуру увеличить

4. Температура в системе

$Fe_2O_3(тв) + 3H_2(г) \leftrightarrow 2Fe(тв) + 2H_2O(г)$; $\Delta H = 796,6 \text{ кДж}$, $\Delta S = 138,7 \text{ Дж/К}$,

при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 760К 2) 1510 К 3) 5743 К 4) 697К

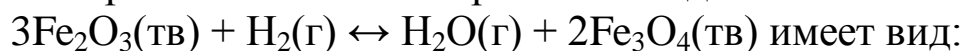
Вариант 4

1. Для некоторой реакции $\Delta G < 0$. Выберите правильные из приведенных утверждений:

- а) K_c реакции больше 1
- б) K_c реакции меньше 1
- в) в равновесной смеси преобладают исходные вещества
- г) в равновесной смеси преобладают продукты реакции

ОТВЕТ: 1) а,б 2) б,в 3) в,г 4) а,г

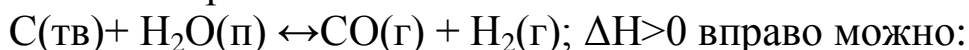
2. Выражение константы равновесия для системы



ОТВЕТ:

1) $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2]}$ 2) $K_c = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]}$ 3) $K_c = \frac{[\text{Fe}_3\text{O}_4]^2[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{Fe}_2\text{O}_3]^3[\text{H}_2]}$ 4) $K_c = \frac{[\text{Fe}_2\text{O}_3]^3[\text{H}_2]}{[\text{Fe}_3\text{O}_4]^2[\text{H}_2\text{O}]}$

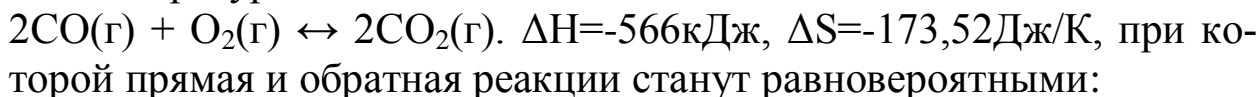
3. Смесь равновесие системы



- а) уменьшив концентрацию CO
- б) уменьшив давление
- в) увеличив температуру
- г) увеличив концентрацию CO

ОТВЕТ: 1) а,б,в 2) а,в 3) а,б,в,г 4) б,г

3. Температура в системе



ОТВЕТ: 1) 3262К 2) 100 К 3) 232 К 4) 520К

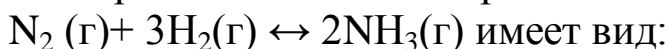
Вариант 5

1. Для некоторой реакции $\Delta G > 0$. Выберите правильные из приведенных утверждений:

- а) константа равновесия реакции больше 1
- б) константа равновесия реакции меньше 1
- в) в равновесной смеси преобладают продукты реакции
- г) в равновесной смеси преобладают исходные вещества

ОТВЕТ: 1) а,б 2) б,в 3) в,г 4) б,г

2. Выражение константы равновесия для системы



ОТВЕТ: 1) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{N}_2][\text{H}_2]}$ 2) $K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]}{[\text{NH}_3]}$ 3) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ 4) $K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$

3. Для смещения равновесия системы:



ОТВЕТ:

- 1)увеличить температуру, уменьшить давление
- 2)увеличить температуру, увеличить давление
- 3) уменьшить температуру, увеличить давление
- 4) уменьшить температуру, уменьшить давление.

4. Температура в системе

$\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{т}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}); \Delta\text{H}=-172,5\text{кДж}, \Delta\text{S}=-175,6\text{Дж/К}$, при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 700К 2) 1430 К 3) 490 К 4) 982К

Вариант 6

1. Константа равновесия для системы $a\text{A}(\text{г})+ b\text{B}(\text{г}) \leftrightarrow c\text{C}(\text{г}) + d\text{Д}(\text{г})$ представляет выражение:

ОТВЕТ:

- 1) $K_c = \frac{[\text{A}]^a[\text{B}]^b}{[\text{C}]^c[\text{Д}]^d}$
- 2) $K_c = \frac{[\text{C}]^c[\text{Д}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b}$
- 3) $K_c = \frac{[\text{A}][\text{B}]}{[\text{C}][\text{Д}]}$
- 4) $K_c = \frac{[\text{C}][\text{Д}]}{[\text{A}][\text{B}]}$

2. Выражение константы равновесия для системы

$2\text{SO}_3(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ имеет вид:

ОТВЕТ:

- 1) $K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$
- 2) $K_c = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2][\text{O}_2]}$
- 3) $K_c = \frac{[\text{SO}_2][\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]}$
- 4) $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 + [\text{O}_2]}$

3. Для смещения равновесия системы

$2\text{NO}(\text{г})+\text{O}_2(\text{г})\leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}); \Delta\text{H}<0$ в сторону обратного процесса нужно:

ОТВЕТ:

- 1) уменьшить температуру, увеличить давление
- 2) уменьшить температуру, увеличить давление
- 3) увеличить температуру, увеличить давление
- 4) увеличить температуру, уменьшить давление.

4. Температура в системе

$\text{C}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г})+\text{H}_2(\text{г}). \Delta\text{H}=131,3\text{кДж}, \Delta\text{S}=133,6\text{Дж/К}$, при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 696К 2) 1435 К 3) 235 К 4) 983К

Вариант 7

1. Кинетическое условие равновесия:

ОТВЕТ:

- 1) скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции
- 2) $\Delta\text{G}=0$

- 3) в результате реакции не изменяется объём системы
 4) в результате реакции происходит повышение энтальпии

2. Выражение константы равновесия для системы

$4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$ имеет вид:

ОТВЕТ:

1) $K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4[\text{O}_2]}$ 2) $K_c = \frac{[\text{HCl}][\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{Cl}_2]}$ 3) $K_c = \frac{[\text{HCl}]^4[\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2[\text{Cl}_2]^2}$ 4) $K_c = \frac{[\text{Cl}_2][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCl}][\text{O}_2]}$

3. Для смещения равновесия системы $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{тв}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{г})$; $\Delta H > 0$ в сторону прямого процесса нужно:

ОТВЕТ:

- 1) увеличить температуру, увеличить концентрацию водорода
 2) уменьшить температуру, уменьшить концентрацию водорода
 3) увеличить температуру, уменьшить концентрацию водорода
 4) уменьшить температуру, увеличить концентрацию водорода

4. Температура в системе

$\text{CH}_4(\text{г}) \leftrightarrow \text{C}(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{г})$. $\Delta H = 74,9 \text{ кДж}$, $\Delta S = 80,5 \text{ Дж/К}$, при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 696К 2) 1435 К 3) 930 К 4) 2003К

Вариант 8

1. Концентрации, входящие в константу равновесия называются...

ОТВЕТ:

1) исходные 2) израсходованные 3) равновесные 4) равные.

2. Выражение константы равновесия для системы

$2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ имеет вид:

ОТВЕТ:

1) $K_c = \frac{[\text{H}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$ 2) $K_c = \frac{[2\text{H}_2][\text{O}_2]}{[2\text{H}_2\text{O}]}$ 3) $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2[\text{O}_2]}$ 4) $K_c = \frac{[2\text{H}_2\text{O}]^2}{[2\text{H}_2]^2[\text{O}_2]}$

3. Воздействия смещающие равновесие системы

$\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$; $\Delta H < 0$ в сторону прямого процесса:

- а) повышение концентрации COCl_2 б) повышение давления
 в) уменьшения температуры г) уменьшения давления

ОТВЕТ: 1) а,б,в,г, 2) а,б,в 3) а,в,г 4) б,в,г

4. Температура в системе

$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow 3\text{FeO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta H = 397 \text{ кДж}$, $\Delta S = 323,4 \text{ Дж/К}$, при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 690К 2) 1430 К 3) 1227 К 4) 460К

Вариант 9

1. Для некоторой самопроизвольно протекающей реакции $\Delta S < 0$.

Константа равновесия с увеличением температуры:

ОТВЕТ: 1) увеличивается 2) уменьшается
3) не изменяется 4) становится равной нулю

2. Выражение константы равновесия для системы

$\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г})$ имеет вид:

ОТВЕТ:

1) $K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}_2]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}$ 2) $K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$ 3) $K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$ 4) $K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}]^2}$

3. Понижают выход угарного газа в системе

$\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}); \Delta H > 0$:

ОТВЕТ:

- 1) уменьшение температуры
- 2) увеличение температуры
- 3) увеличение концентрации CO_2
- 4) уменьшение концентрации CO

4. Температура в системе

$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}); \Delta H = -113,6 \text{ кДж}, \Delta S = -145 \text{ Дж/К}$, при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 1,28К 2) 128 К 3) 783,4 К 4) 7834К

Вариант 10

1. Для эндотермической реакции с повышением температуры константа равновесия...

ОТВЕТ:

- 1) увеличивается 2) уменьшается
- 3) не изменяется 4) становится равной нулю

2. Выражение константы равновесия для системы

$\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$ имеет вид:

ОТВЕТ: 1) $K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2}$ 2) $K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]}{[\text{NO}]}$ 3) $K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$ 4) $K_c = \frac{[\text{NO}]}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$

3. Повышают выход аммиака в реакции

$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г}); \Delta H < 0$:

- а) уменьшение температуры б) увеличение давления
- в) увеличение концентрации N_2 г) увеличение концентрации NH_3

ОТВЕТ: 1) а,б,в,г 2) а,б,в 3) б,в,г 4) а,в,г

4. Температуре в системе

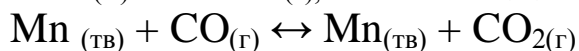
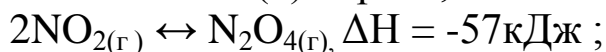
$\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}); \Delta H = 57,4 \text{ кДж}, \Delta S = 176,6 \text{ Дж/К}$, при которой прямая и обратная реакции станут равновероятными:

ОТВЕТ: 1) 3,08К 2) 308 К 3) 325 К 4) 3250К

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1 (А)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

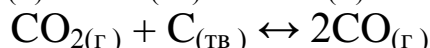
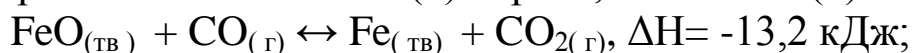


2. В гомогенной системе $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{C}$ равновесные концентрации реагирующих газов: $[\text{A}] = 0,06$ моль/л; $[\text{B}] = 0,12$ моль/л; $[\text{C}] = 0,216$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации веществ А и В.

3. При нагревании SO_2 и Cl_2 с одинаковыми концентрациями 1 моль/л, до 375 К, образовалась равновесная смесь, содержащая 0,721 моль/л SO_2Cl_2 . Рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса при этой температуре.

Вариант 2(Б)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

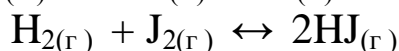
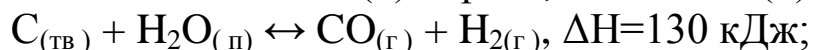


2. В гомогенной газовой системе $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ равновесие установилось при концентрациях: $[\text{B}] = 0,05$ моль/л и $[\text{C}] = 0,02$ моль/л. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ А и В.

3. Определите стандартное изменение энергии Гиббса реакции: $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_2_{(\text{г})}$, если при 885 К разложилось 70% фосгена, взятого при начальном давлении 100 кПа.

Вариант 3 (В)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

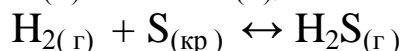


2. Равновесие гомогенной системы $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_2_{(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,14$ моль/л; $[\text{HCl}] = 0,20$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,32$ моль/л. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

3. Вычислите стандартное изменение энергии Гиббса в реакции: $A(g) + B(g) \leftrightarrow C(g) + 2D(g)$, протекающей при 400К, если в начале реакции отношение давлений А и В было равно по 0,9, а к моменту равновесия снизилось до 0,3.

Вариант 4(Г)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

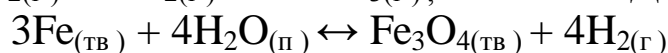


2. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $CO(g) + H_2O(g) \leftrightarrow CO_2(g) + H_2(g)$ если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO] = 0,004$ моль/л; $[H_2O] = 0,064$ моль/л; $[CO_2] = 0,016$ моль/л; $[H_2] = 0,016$ моль/л. Рассчитайте исходные концентрации воды и СО?

3. Константа химического равновесия K_c реакции $C_2H_6(g) \leftrightarrow C_2H_4(g) + H_2(g)$ при 1500К равна 33,4. Определите направление процесса.

Вариант 5(Д)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

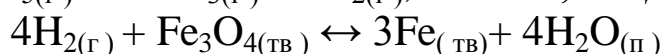
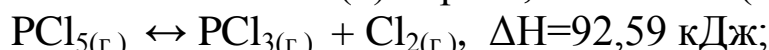


2 Константа равновесия гомогенной системы $CO(g) + H_2O(g) \leftrightarrow CO_2 + H_2(g)$ при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: $C_{CO} = 0,10$ моль/л; $C_{H_2O} = 0,40$ моль/л.

3. Определите стандартное изменение энергии Гиббса реакции $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$, протекающей при 600К, а к моменту равновесия разложилось 50% диоксида азота, взятого при начальном давлении 150кПа.

Вариант 6(Е)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

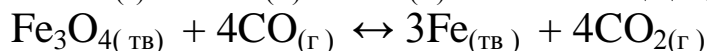
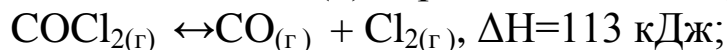


2. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/ л. Вычислите равновесную и исходную концентрацию азота.

3. Определите направление протекания реакции $C_2H_2 + H_2 \leftrightarrow C_2H_4$ при 700К, если давление каждого из исходных веществ равно 130кПа, давление каждого из продуктов реакции равно 80кПа.

Вариант 7(Ж)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

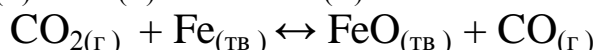
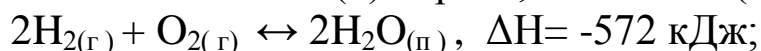


2. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[NO] = 0,2$ моль/л; $[O_2] = 0,1$ моль/л; $[NO_2] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации NO и O_2 .

3. Рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса в реакции: $AB(г) = A(г) + B(г)$, протекающей при 660К, если начальное количество AB в замкнутом объеме 10л составляло 1.7 моль, а к моменту равновесия в системе образовалось по 0,6 моль A и B.

Вариант 8(З)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

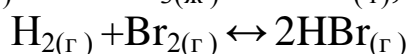
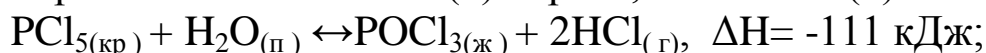


2. В гомогенной системе $2NO + Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$ исходные концентрации оксида азота и хлора составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

3. Определите направление протекания реакции $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$ при 350К, если давление каждого из исходных веществ равно 40кПа, а продуктов 140кПа.

Вариант 9(И)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

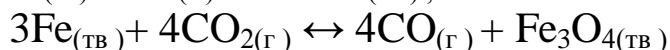
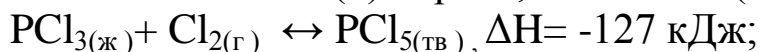


2. В гомогенной системе $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO] = 0,2$ моль/л; $[Cl_2] = 0,3$ моль/л; $[COCl_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации хлора и оксида углерода.

3. Определите направление протекания реакции при 400К $\text{SO}_2\text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{SO}_2 + \text{Cl}_2$, если давление каждого из исходных веществ равно 70 кПа, давление каждого из продуктов равно 50 кПа.

Вариант 10(К)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

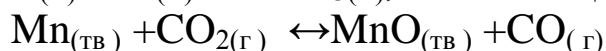


2. При состоянии равновесия в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрации участвующих веществ равны: $[\text{N}_2] = 3$ моль/л; $[\text{H}_2] = 9$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Определить исходные концентрации водорода и азота.

3. Определите ΔG^0_{298} реакции $\text{H}_2 + \text{F}_2 \leftrightarrow 2\text{HF}$ при $T=600\text{К}$, если давление каждого из исходных веществ равно 40кПа, а продуктов 90 кПа.

Вариант 11(Л)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

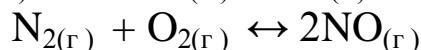
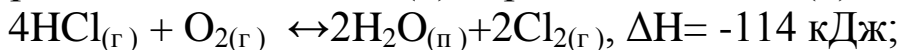


2. Константа равновесия реакции $\text{FeO} + \text{CO} \leftrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO₂, если начальные концентрации этих веществ составляли: $C_{\text{CO}} = 0,05$ моль/л; $C_{\text{CO}_2} = 0,01$ моль/л.

3. Определите направление процесса $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{PCl}_5$ при 800К, если давление каждого исходного вещества равно 40 кПа, а продуктов реакции 140 кПа

Вариант 12(М)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

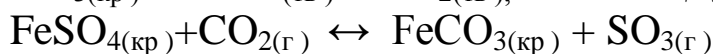
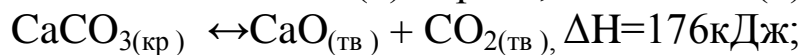


2. Равновесие в системе $\text{H}_2 + \text{J}_2 \leftrightarrow 2\text{HJ}$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{H}_2] = 0,025$ моль/л; $[\text{J}_2] = 0,005$ моль/л; $[\text{HJ}] = 0,09$ моль/л. Определить исходные концентрации йода и водорода.

3. Определите направление протекания реакции $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ и при 900К, если давление каждого из исходных веществ равно 400кПа, а продуктов 70кПа.

Вариант 13(Н)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

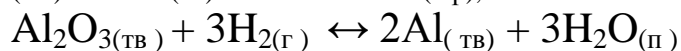
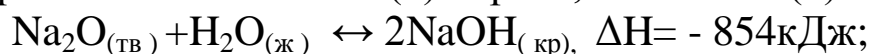


2. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,006 \text{ моль/л}$; $[\text{NO}] = 0,024 \text{ моль/л}$. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию диоксида азота.

3. Определите ΔG^0_{298} реакции $2\text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO} + \text{O}_2$ при $T = 800 \text{ К}$, если давление каждого из исходных веществ равно 30 кПа , а продуктов реакции 80 кПа .

Вариант 14(О)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

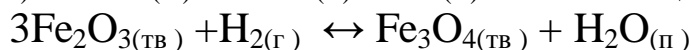
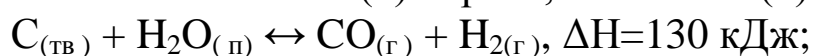


2. После смешивания газов А и В в системе $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[\text{B}] = 0,05 \text{ моль/л}$; $[\text{C}] = 0,02 \text{ моль/л}$. Константа равновесия реакции равна $0,04$. Найти исходные концентрации веществ А и В.

3. Определите ΔG^0_{298} системы $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ при $T = 400 \text{ К}$, если давление каждого исходного вещества равно 70 кПа , а продуктов реакции 30 кПа .

Вариант 15(П)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

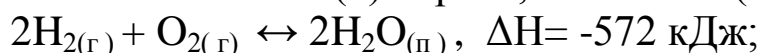


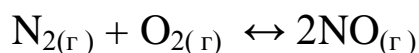
2. Найти константу равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла $0,08 \text{ моль/л}$, а к моменту наступления равновесия продиссоциировало 50% N_2O_4 .

3. Определите ΔG^0_{298} для реакции $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$ при $T = 400 \text{ К}$, если давление каждого исходного вещества равно 80 кПа , а продуктов 30 кПа .

Вариант 16(Р)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?



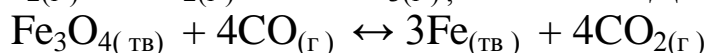


2. В замкнутом сосуде протекает реакция $\text{AB}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})}$. Константа равновесия реакции равна 0,04, а равновесная концентрация вещества В составляет 0,02 моль/л. Найти начальную концентрацию вещества АВ. Сколько процентов вещества АВ разложилось?

3. Определите ΔG^0_{298} системы $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ при $T=1000\text{К}$, если давление каждого исходного вещества равно 60кПа, а продуктов реакции 50кПа.

Вариант 17(С)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

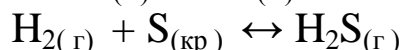
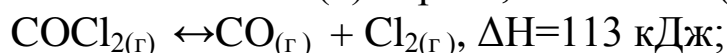


2. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ составляли соответственно $[\text{SO}_2]=0,04$ моль/л, $[\text{O}_2]=0,06$ моль/л, $[\text{SO}_3]=0,02$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

3. Определите направление протекания реакции $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ и при 600К, если давление каждого из исходных веществ равно 40кПа, а продуктов 70кПа

Вариант 18(Т)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?

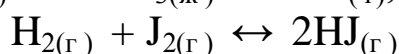
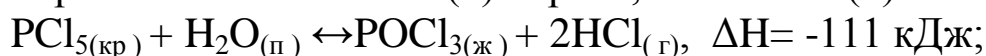


2. Реакция протекает по уравнению $2\text{A} \leftrightarrow \text{B}$. Исходная концентрация вещества А равна 0,2 моль/л, константа равновесия равна 0,5. Вычислите равновесные концентрации реагирующих веществ.

3. Определите направление процесса $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{PCl}_5$ при 1800К, если давление каждого вещества в системе 40кПа.

Вариант 19(У)

1. Изменением каких факторов (Р, С, Т) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?



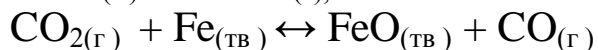
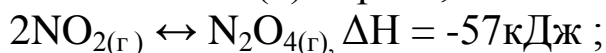
2. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] =$

0,006 моль/л; $[NO] = 0,024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию диоксида азота.

3. Определите ΔG^0_{298} реакции $H_2 + F_2 \leftrightarrow 2HF$ при $T=1200K$, если давление каждого из исходных веществ равно 140 кПа, а продуктов 50 кПа.

Вариант 20(Ф)

1. Изменением каких факторов (P, C, T) можно сместить химическое равновесие системы (1) вправо, а системы (2) – влево?



2. В гомогенной системе $2NO + Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$ исходные концентрации оксида азота и хлора составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

3. Определите направление протекания реакции при 500K: $C_2H_4 \leftrightarrow C_2H_2 + H_2$, если давление каждого из исходных веществ равно 140 кПа, а продуктов 150 кПа.

ОТВЕТЫ НА ТЕСТЫ

Вопрос	Вариант									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	4	4	4	4	4	2	1	3	2	1
2	3	2	4	1	3	1	1	1	2	3
3	2	4	3	1	1	4	1	3	1	2
4	2	1	3	1	4	4	3	3	3	3

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Н.С. Ахметов Общая и неорганическая химия, 4-е изд. испр. -М.: Высш. шк., 2001-730с.
2. Горшков В.И., Кузнецов И.А. Основы физической химии. 2е изд., перераб. и доп. М.: Изд-во Бином, 2011. 408 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии, М.: Химия, 2005.-240с
5. Задачи и упражнения по общей химии. Под редакцией Н.В. Коровина, М.: Высш. шк., 2004.-254.
6. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии, М.: Высшая школа, 1991.-312с.

