

Лабораторная работа

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1 + 1 + 3

Цель работы: ознакомление с понятием химического равновесия в гомогенных реакциях и изучение факторов, влияющих на состояние динамического равновесия

Основные понятия: химическое равновесие, закон действующих масс, динамический характер химического равновесия, подвижность химического равновесия, принцип подвижности равновесия Ле Шателье – Брауна, равновесный состав реакционной смеси, константа равновесия.

Химическое равновесие (определение): состояние химической системы, при котором возможные реакции идут с разными скоростями в противоположных направлениях. При химическом равновесии концентрации реагентов, темп. и другие пары систем не изменяются со временем.

Термодинамическое условие равновесия:

Способность сохранять неизменный состав систем при отсутствии внешних воздействий ~~где~~ $\Delta G = 0$

Кинетическое условие равновесия:

$$r_{пр} = r_{обр}$$

Константа равновесия (определение): $K_p; K_c; K_x; K^\circ$ отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов, к произведению равновесных концентраций исходных веществ, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов, это const.

Способы выражения констант равновесия K_c, K_p, K_x :

$$K_c = \frac{[D]^{v_D} [F]^{v_F}}{[A]^{v_A} [B]^{v_B}} ; K_p = \frac{P_D^{v_D} P_F^{v_F}}{P_A^{v_A} P_B^{v_B}} ; K_x = \frac{X_D^{v_D} X_F^{v_F}}{X_A^{v_A} X_B^{v_B}}$$

Связь между константами равновесия:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta \nu} ; K_p = K_x (P^\circ)^{\Delta \nu} , \text{ где } \Delta \nu_{\text{газ}} = (\nu_D + \nu_F) - (\nu_A + \nu_B)$$

Принцип Ле-Шателье – Брауна:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то в системе происходит смещение равновесия в направлении процесса, ослабляющего оказываемое воздействие

$$\frac{d \ln K_p^\circ}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$$

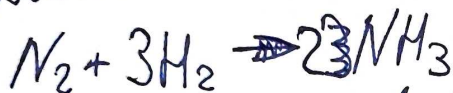
$$\Delta_r H > 0 \quad \left| \begin{array}{l} \uparrow T; K > 1 \rightarrow \\ \downarrow T; K < 1 \leftarrow \end{array} \right.$$

$$\Delta_r H < 0 \quad \left| \begin{array}{l} \uparrow T; K < 1 \leftarrow \\ \downarrow T; K > 1 \rightarrow \end{array} \right.$$

~~Равновесие - это когда равновесие системы не меняется~~

При синтезе аммиака

Дано:



равновесие установилось при следующих концентрациях

$$C_{N_2} = 2,5 \text{ моль/л}$$

$$C_{H_2} = 1,8 \text{ моль/л}$$

$$C_{NH_3} = 3,6 \text{ моль/л}$$

$$1) K_c = \frac{C_{NH_3}^2}{C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3} = \frac{(3,6)^2}{2,5 \cdot (1,8)^3} = 0,89$$

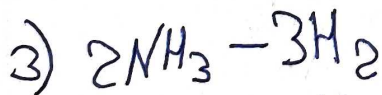
Исходные концентрации N_2 и H_2

2) $2NH_3$ на образование идет $1N_2$ моль/л

$$3,6 NH_3 - X_1$$

$$X_1 = \frac{3,6 \cdot 1}{2} = 1,8 \text{ моль/л}$$

$$C_{NH_2} = C_{рас\ N_2} + C_{проп\ N}$$



$$3,6 NH_3 - X_2$$

$$X_2 = \frac{3,6 \cdot 3}{2} = 5,4 \text{ моль/л}$$

$$C_{H_2} = C_{рас\ H_2} + C_{проп\ H_2} = 1,8 + 5,4 = 7,2 \text{ моль/л}$$

$$C_{проп} = C_0 - C_{рас}$$

Практическая часть

Опыт 1. Влияние концентрации веществ на смещение химического равновесия

Реагенты: растворы FeCl_3 , NH_4NCS

Уравнение реакции:

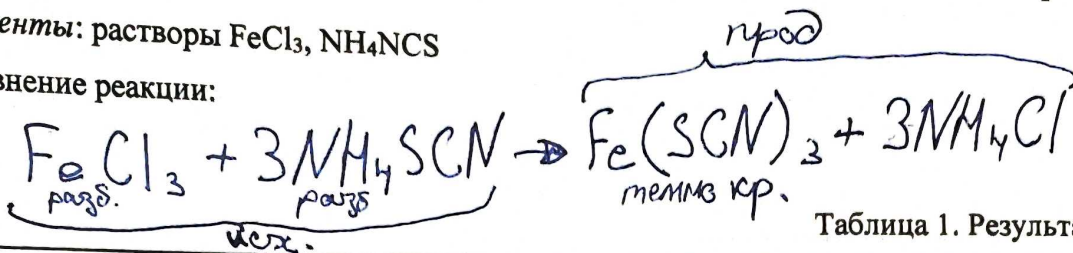


Таблица 1. Результаты опыта

Наблюдения		Изменение концентрации				Выводы
Добавляемое вещество	Изменение окраски раствора	FeCl_3	NH_4NCS	$\text{Fe}(\text{NCS})_3$	NH_4Cl	Смещение равновесия (вправо, влево)
Эталон	красная	Установившееся равновесие				↔
FeCl_3	темн. красн.	увел.-ся	↓	↑	↑	→
NH_4NCS	глубоко-красн.	↓	увел.-ся	↑	↑	→
NH_4Cl	светло-красн.	↑	↑	↓	увел.-ся	←

↑ - возр. ↓ - трогается

Выводы: (Укажите направление смещения равновесия при изменении концентраций реагентов или продуктов реакции, напишите выражение константы равновесия K_c , объясните, изменяется или остается постоянной константа равновесия при изменении концентрации реагентов)

$K_c = \text{const}$ м.к. K_c зависит только от температуры ($K_c = f(T)$)

$$K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})_3] \cdot [\text{NH}_4\text{Cl}]^3}{[\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3}$$

При увел. конц. → исход в-в рав. смещ. в ст. продуктов реакции
 → прод. реакции равновесие смещение в сторону и исход. в-в.

Опыт 2. Влияние кислотности среды на положение химического равновесия

Реагенты: растворы K_2CrO_4 , H_2SO_4

Уравнение реакции: $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (1)

в молекулярной форме:

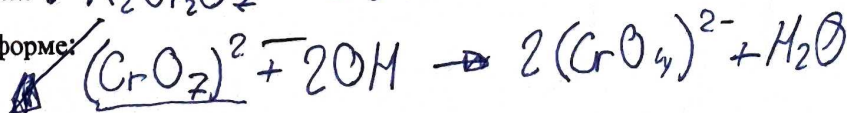


в ионно-молекулярной форме:

Реагенты: растворы $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KOH

Уравнение реакции: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (2)

в молекулярной форме:



в ионно-молекулярной форме:

Таблица 2. Результаты опыта

Исходный раствор		Добавляемое вещество	Изменение окраски	Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме	Смещение положения равновесия $\text{CrO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
состав	окраска				
K_2CrO_4	Желт	кислота	оранж.	①	\rightarrow
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	оранж.	щелочь	желт.	②	\leftarrow

Выводы: (Объясните смещение положения равновесия при изменении pH среды, укажите, в какой среде устойчив каждый ион)

Выводы: (Объясните смещение положения равновесия при изменении pH среды, укажите, в какой среде устойчив каждый ион)

Ионы $(Cr_2O_7)^{2-}$ и $(CrO_4)^{2-}$ в растворах существуют совместно.

Изменяя pH среды можно сместить равновесие.

~~В кислой среде~~ $(Cr_2O_7)^{2-}$ устойчив. В кисл. среде

~~В щелочной среде~~ $(CrO_4)^{2-}$ устойчив. В щелоч. среде.

Опыт 3. Влияние температуры на смещение равновесия

Реагенты: водный раствор йода I_2 , крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$

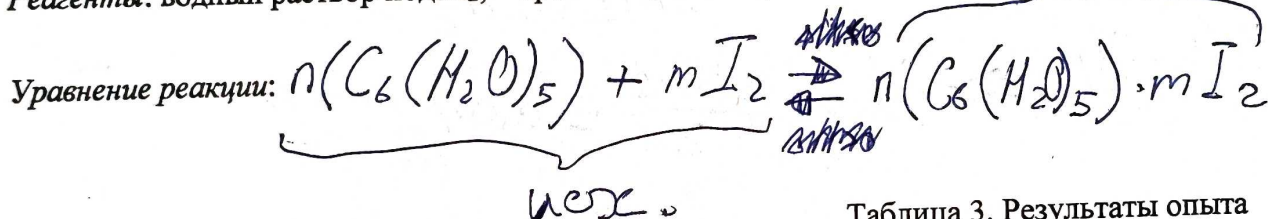





Таблица 3. Результаты опыта

Образец	Окраска раствора	Смещение равновесия	Знак ΔH^0	
			прямой	обратной
Эталон	тёмный			
После нагревания	светл. желт.			$\Delta H > 0$
После охлаждения	темно - син		$\Delta H < 0$	

Выводы: (Укажите, какая из реакций - прямая или обратная - является эндотермической, объясните, как согласуются наблюдения с принципом Ле Шателье – Брауна, сформулируйте принцип)

Обратная реакция $\Delta H > 0$ термизгеская
Прямая реакция $\Delta H < 0$ эндотермизгеская.

соответствует принципу

Ле Шаттелье-Брауня

Если на систему Σ наход. в равновесие, оказ. внешнее возд., то в системе происходит смещение равновесия в направлении процесса, ослабляя оказываемое возд.

Защита П7. Билет №5

№1

Дано:

$$T = 700 \text{ K}$$

$$C_{N_2} = 0,3 \text{ моль/л}$$

$$C_{H_2} = 0,4 \text{ моль/л}$$

$$C_{NH_3} = 0,08 \text{ моль/л}$$

$$K_c = ?$$

$$K_p = ?$$

$$N_2 \rightarrow C_{N_2} = ?$$

$$H_2 \rightarrow C_{H_2} = ?$$

Решение:



$$1) K_c = \frac{C_{NH_3}^2}{C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3} = \frac{0,08^2}{0,3 \cdot 0,4^3} \approx 0,3$$

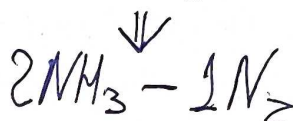
$$2) K_p = K_c (RT)^{\Delta \nu}, \text{ где } \Delta \nu = 2 - (3 + 1) = -2 \Rightarrow$$

и $R = 8,31$ (константа). Значит.

$$K_p = \frac{0,3}{(700 \cdot 8,31)^2} \approx 8,9 \cdot 10^{-9}$$

Найдем исходные концентрации N_2 и H_2

$$3) \text{ а) На образование } 2NH_3 \text{ идет 1 моль } N_2$$

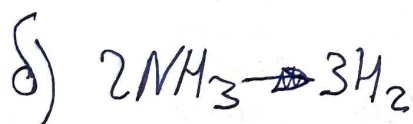


$$0,08 NH_3 - X_1 \Rightarrow X_1 = \frac{0,08 \cdot 1}{2} = 0,04 \text{ моль/л} \Rightarrow$$

(Про реагировало)

$$\Rightarrow \text{Исходная конц. сумм } C_{NH_2} = C_{рав. N_2} + C_{(про р.) N_2} = 0,3 + 0,04 =$$

$$= 0,34 \text{ моль/л}$$



$$0,08 NH_3 \rightarrow X_2 \quad X_2 = \frac{0,08 \cdot 3}{2} = 0,12 \text{ моль/л}$$

$$C_{H_2} = C_{рав. H_2} + C_{прер. H_2} = 0,4 + 0,12 = 0,52 \text{ моль/л}$$

№2



$$\Delta H < 0$$

$$1) T \downarrow \text{ вправо т.к. реакция экзотермическая.}$$

$$2) P \downarrow \text{ влево т.к. при уменьшении давления равновесие смещается в сторону системы с большим объёмом, то есть в сторону исходных веществ.}$$

$$3) N_2 \uparrow \text{ вправо т.к. при повышении концентрации одного из исходных веществ равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции.}$$

3