

30

№6

№80

© mlr

Группа: 103-15

Дата выполнения работы:

Лабораторная работа

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: ознакомиться с понятием хим. равновесия в обратимых реакциях и изучении факторов, влияющих на составы 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): Уст. в реагирующей смеси, между компонентами кот-ой осущ. обратимая реакция, протек. как в прямом, так и в обратн. направлениях. Из-за хим. обратимости реакции до конца не идут, и с теч. времени скорость прямой реакции ↓, а обратн. ↑. Когда обе скорости будут = см. придет в хим. равновесие.

Термодинамическое условие равновесия:

Концентрации реагирующих в-в становятся вполне определенными и постоянными при условии, что давление и температура в см. остаются неизм.

Кинетическое условие равновесия:

v прямой реакции = v обратн. реакции

Константа равновесия (определение): отн. произв. равновесных концентр. продуктов реакции, взятых в степени их стехиометрич. коэф., к произв. равновесных концентр. исх. в-в, взятых в степени их стехиометрич. коэф.

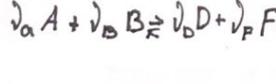
Способы выражения констант равновесия Kc, Kp, Kx:

для обратимой замкнутой реак.

отн. равновес. моляр. концентр. реакт. в-в

отн. равновес. парциальн. давл.

отн. равновес. молярн. долей



$K_c = \frac{[D]^{\nu_D} [F]^{\nu_F}}{[A]^{\nu_A} [B]^{\nu_B}}$

$K_p = \frac{P_D^{\nu_D} P_F^{\nu_F}}{P_A^{\nu_A} P_B^{\nu_B}}$

$K_x = \frac{x_D^{\nu_D} x_F^{\nu_F}}{x_A^{\nu_A} x_B^{\nu_B}}$

Связь между константами равновесия:

используя:

$pV = nRT$

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

уравнение Менделеева-Клапейрона

по формуле

закон Дальтона

$P_i = x_i P_0$

$K_p = K_x (P_0)^{\Delta \nu}$, где $\Delta \nu_{аз} = (\nu_D + \nu_F) - (\nu_A + \nu_B)$

Принцип Ле-Шателье - Брауна: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то в системе произойдет смещение равновесия в направлении процесса, ослабляющего оказываемое воздействие

$K_p = K_c = K_x$, if $\Delta \nu = 0$

$K_p \neq K_c \neq K_x$, if $\Delta \nu \neq 0$

K_p, K_c зависят от T

K_x - не от P, T

термодинамич. константа равновесия K^0 безразмерна и вычислена по стандартной энергии Гиббса.

$\Delta_r G_T^0 = \Delta_r H_{298}^0 - T \Delta_r S_{298}^0 = - \frac{RT}{n K^0}$

Практическая часть

Опыт 1. Влияние концентрации веществ на смещение химического равновесия

Реагенты: растворы FeCl_3 , NH_4NCS

Уравнение реакции:

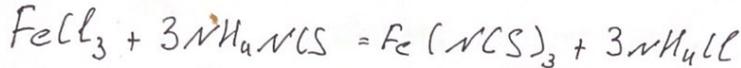


Таблица 1. Результаты опыта

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				\rightleftharpoons
FeCl_3	уменьш.	увел-ся ↑	↓	↑	↑	вправо
NH_4NCS	уменьш.	уменьш.	увел-ся	↑	↑	вправо
NH_4Cl	ослаблене	↑	↑	↓	увел-ся	влево

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)

$$K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{NCS})_3] [\text{NH}_4\text{Cl}]^3}{[\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{NCS}]^3} = \text{const (не изм.) при } p, T = \text{const}$$

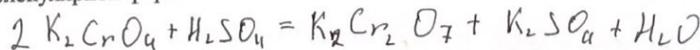
смещ. равновесие происходит согласно принципу Ле-Шателье-Брауна. Если на см. находим. в равновесии, воздейств. внешн. силы, то равновесие смещается так, чтобы уменьшить данное воздействие.

Опыт 2. Влияние кислотности среды на положение химического равновесия

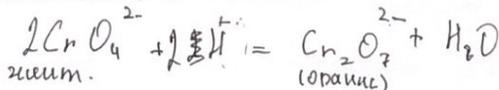
Реагенты: растворы $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4

Уравнение реакции

в молекулярной форме:



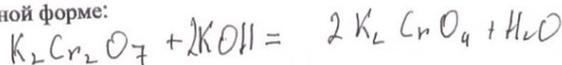
в ионно-молекулярной форме:



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

Уравнение реакции

в молекулярной форме:



в ионно-молекулярной форме:

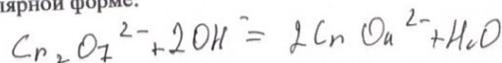


Таблица 2. Результаты опыта

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.	$2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	→
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	оранж.	щелочь	желт.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{OH}^- = 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	←

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

Бахромы устойчивы в кислой среде, а хроматы в щелочной.

Опыт 3. Влияние температуры на смещение равновесия

Реагенты: водный раствор йода I_2 , крахмал $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$

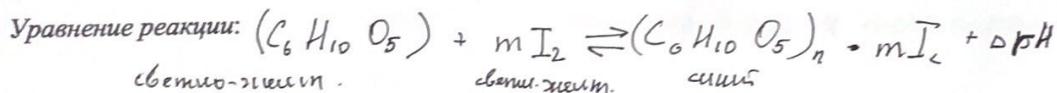


Таблица 3. Результаты опыта

Образец	Окраска раствора	Смещение равновесия	Знак ΔH°	
			прямой	обратной
Эталон	синь	↔		
После нагревания	светло-желт.	← (2°)	0	+
После охлаждения	синь	→	-	0

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

$\Delta H > 0 \Rightarrow$ реакция эндотермическая

$\Delta H < 0 \Rightarrow$ экзотермическая (с выделением \neq).

• при нагревании происх. распад при охлаждении - синтез.

• согласно принципу Ле Шателье нагревание способствует протеканию эндотермич. реакций, охлажд. - экзотермич.