

ЛЕКЦИЯ «Химическое равновесие»

1. Необратимые и обратимые реакции
2. Химическое равновесие
3. Смещение химического равновесия
4. Влияние факторов на смещение химического равновесия

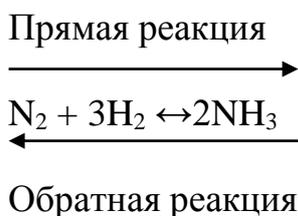
1. Необратимые и обратимые реакции

По обратимости реакции делятся на обратимые и необратимые

Необратимые реакции	<p>это реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных веществ в конечные продукты.</p> <p><i>Признаками необратимых реакций</i> являются:</p> <ul style="list-style-type: none"> – выпадение осадка $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ – выделение газа $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ – образование малодиссоциирующего вещества, например, воды $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
Обратимые реакции	<p>это реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлениях и не доходят до конца.</p> <p>Например, образование аммиака из азота и водорода:</p> $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ <p>В уравнениях обратимых реакции между левой и правой частными ставятся две стрелки, направленные в противоположные стороны.</p>

Обратимые реакции отличаются от необратимых тем, что не доходят до конца, одновременно идут в обе стороны: в сторону образования продуктов реакции (прямая реакция) и их разложения (обратная реакция) и заканчиваются установлением химического равновесия.

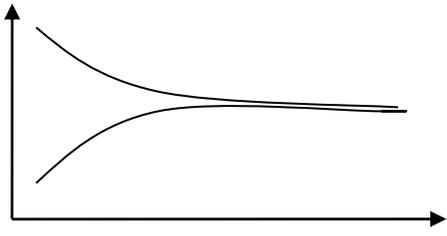
Например:



2. Химическое равновесие

такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакции равны:

$$V_1 = V_2$$



Химическое равновесие характеризуется следующими признаками:

- 1) Прямая и обратная реакции не прекращаются, скорости их равны.
- 2) Равновесие является подвижным и чутко реагирует на изменение внешних условий (концентрация, температура, давление) и при новых условиях создается новое равновесие, отличное от прежнего.
- 3) При установившихся условиях (постоянной температуре, давлении) концентрации компонентов остаются неизменными как угодно долго, и называются **равновесными**. Обозначаются $[H_2]$

Константа равновесия

На примере реакции
 $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$
Для данной реакции: $V_{\text{прямой}} = V_1, V_{\text{обратной}} = V_2$
 $V_1 = k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2]$
 $V_2 = k_2 \cdot [HI]^2$
При равновесии $V_1 = V_2$
 $k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2] = k_2 \cdot [HI]^2$
 $\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$
 k_1 и k_2 – константы скорости прямой и обратной реакции; при одной и той же температуре являются постоянными величинами и $\frac{k_1}{k_2} = const$
Обозначив $\frac{k_1}{k_2} = K$, получаем $K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$
K – константа химического равновесия, количественная характеристика химического равновесия, показывающая во сколько раз скорость прямой реакции больше обратной.

	<p>В общем случае константа равновесия равна отношению произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций исходных веществ возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.</p> <p>Для обратимой реакции:</p> $mA + nB \leftrightarrow pC + qD$ <p>Константа равновесия будет иметь вид:</p> $K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$ <p>Константа равновесия величина постоянная для данной реакции при данной температуре; она зависит от природы реагирующих веществ, но не зависит от концентрации.</p>
--	---

3. Смещение химического равновесия

Химическое равновесие является подвижным. При изменении внешних условий (концентрации, температуры, давления) скорости прямой и обратной реакций могут стать неодинаковыми, что обуславливает **смещение химического равновесия**.

Если в результате внешнего воздействия $V_{\text{прямой}}$ становится больше $V_{\text{обратной}}$ реакции, то равновесие сместилось вправо (в сторону прямой реакции). Если $V_{\text{обратной}} > V_{\text{прямой}}$, то равновесие сместилось влево (в сторону обратной реакции).

Направление смещение равновесия определяется принципом (правилом) Ле-Шателье:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается какое-либо внешнее воздействие (изменение C , t^0 , p), то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует данному воздействию.

4. Влияние факторов на смещение химического равновесия

На примере реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, $\Delta H = - 46$ кДж/моль

1. Влияние концентрации	<ul style="list-style-type: none"> • При увеличении концентраций исходных веществ (N_2 и H_2) равновесие смещается в сторону прямой реакции; при увеличении концентраций продуктов реакции (NH_3) – в сторону обратной реакции. • При уменьшении концентрации продуктов реакции (NH_3) (выпадение осадка, выделение газа, образование малодиссоциируемого вещества) равновесие смещается в сторону прямой реакции, образования продуктов реакции.
--------------------------------	---

2. Влияние температуры	При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции (в данной реакции влево); при понижении температуры – в сторону экзотермической (в данной реакции вправо).
3. Влияние давления	<p>Давление влияет на равновесие реакций, в которых принимают участие газообразные вещества.</p> <p>При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молекул (в данной реакции вправо); при уменьшении давления – в сторону большего числа молекул (в данной реакции влево).</p> <p>Если число молекул в левой части уравнения равно числу молекул в правой части, то изменение давления не вызывает смещения равновесия</p>
	Способы смещения равновесия в желаемом направлении, основанные на принципе Ле-Шателье, играют важную роль в химии. Синтез NH_3 и многие др. промышленные процессы были освоены благодаря применению способов смещения равновесия в направлении, обеспечивающем высокий выход получаемого вещества. Например, для увеличения выхода аммиака (смещение вправо) необходимо повысить концентрацию исходных веществ, понизить температуру, увеличить давление.

РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ если увеличить концентрацию реагирующих веществ в 3 раза?

Решение.

Выразим начальные концентрации реагирующих веществ:

$[\text{SO}_2] = a$ и $[\text{O}_2] = b$. Тогда по закону действующих масс скорость реакции в начальный момент равна:

$$V = k[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = k \cdot a^2 \cdot b$$

В результате увеличения концентраций реагирующих веществ в 3 раза они стали равны соответственно $[\text{SO}_2] = 3a$; $[\text{O}_2] = 3b$

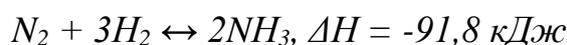
При новых концентрациях скорость реакции стала равна:

$$V = k[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = k[3a]^2 \cdot 3b = k27 \cdot a^2 \cdot b$$

Находим отношение: $V_2/V_1 = (k \cdot 27a^2 \cdot b)/(k \cdot a^2 \cdot b) = 27$

Ответ: скорость реакции возросла в 27 раз.

Задача 2. Как повлияет на равновесие реакции



а) увеличение давления;

б) повышение температуры;

в) увеличение концентрации водорода;

г) катализатор.

Решение:

- а) Для газообразной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ имеем в левой части уравнения 4 молекулы, в правой – 2 молекулы. В соответствии с правилом Ле-Шателье увеличение давления будет смещать равновесие в сторону той реакции, которая идет с образованием меньшего числа молекул, т.е. в сторону образования аммиака.
- б) Реакция образования аммиака экзотермическая $\Delta H = -91,8$ кДж поэтому повышение температуры будет смещать равновесие в сторону эндотермической реакции, т.е. в сторону образования исходных продуктов.
- в) При увеличении концентрации водорода по закону действующих масс сразу возрастёт скорость прямой реакции, следовательно равновесие сместится в сторону образования аммиака.
- г) Присутствие катализатора на смещение равновесия не влияет, а лишь ускоряет наступление равновесия.