

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

ЛЕКЦИЯ 9



Химическое равновесие

Химические реакции

Необратимые

Протекают в прямом направлении

До полного израсходования одного из реагентов

Обратимые

Протекают не до конца

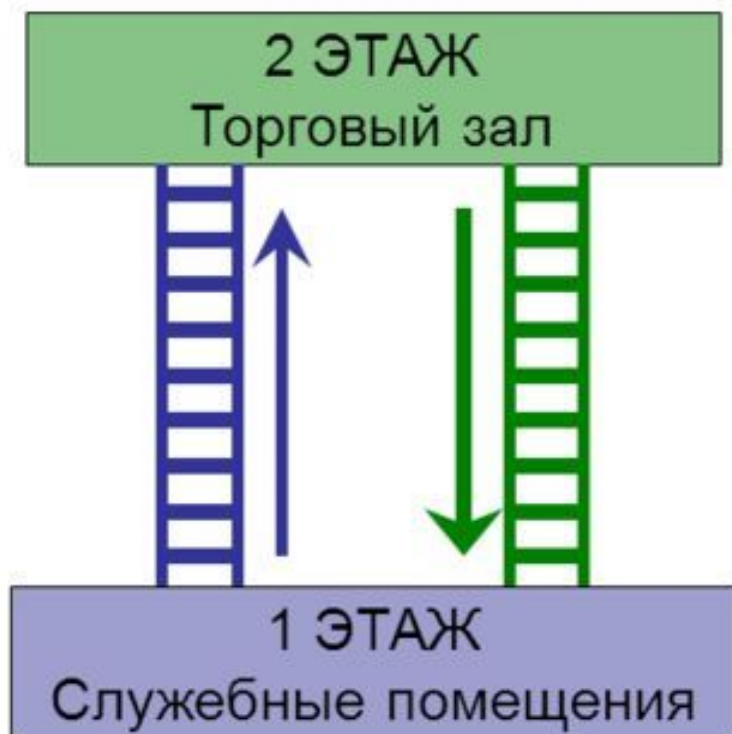
Ни одно из веществ не расходуется полностью

Обратимые реакции

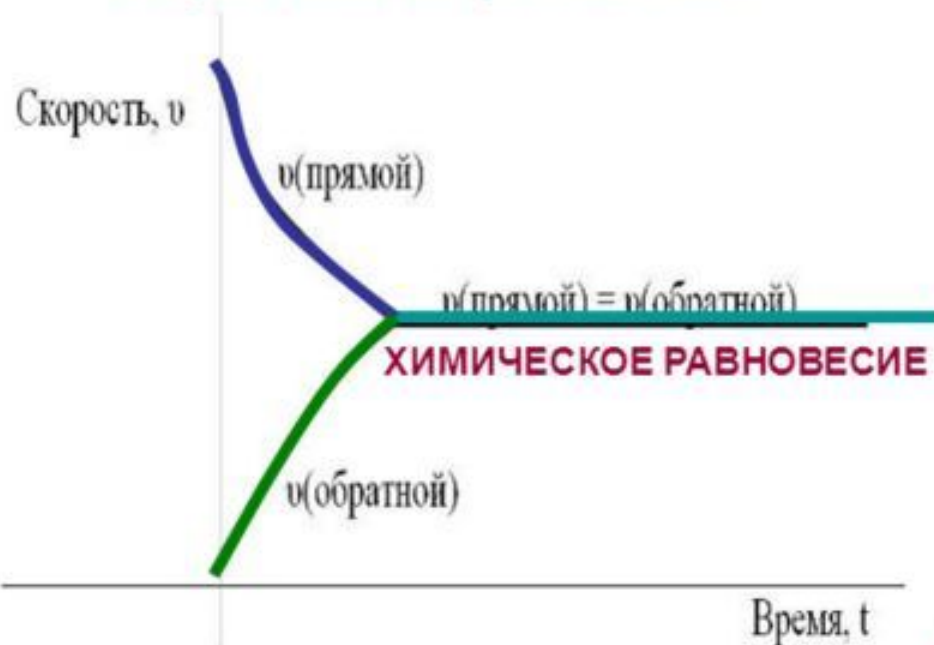
- Обратимые реакции – процессы, в которых одновременно протекают две взаимно противоположные реакции – прямая и обратная.
- $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
- Одновременно протекают прямая и обратная реакция.

Химическое равновесие

Супермаркет



Изменение скоростей прямой и обратной реакций в ходе обратимой реакции



ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) Состояние системы остается неизменным во времени при отсутствии внешних воздействий.
- 2) Состояние системы изменяется под влиянием внешних воздействий, сколь бы малы они ни были.
- 3) Состояние системы не зависит от того, с какой стороны она подходит к равновесию.



ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Состояние реагирующей системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны $\vec{v} = \overleftarrow{v}$ называется *химическим равновесием*

Приравнивая правые части выражений для $\vec{v} = \overleftarrow{v}$ получим выражение закона *действия масс* для обратимых реакций:

$$\vec{k} [A] [B] = \overleftarrow{k} [D] [E]$$

$$\frac{\vec{k}}{\overleftarrow{k}} = \frac{[D] [E]}{[A] [B]}$$

$\vec{k} / \overleftarrow{k} = const = K$ – константа химического равновесия.

$$K = \frac{[D] [E]}{[A] [B]} \quad \text{закон действия масс (ЗДМ)}$$

Расчет константы равновесия

- Для расчета константы равновесия используются равновесные концентрации.
- Если в реакции все вещества находятся в газообразном состоянии, то вместо равновесных концентраций можно использовать значения парциальных давлений.

Равновесные концентрации

- **Равновесными концентрациями** – это концентрации всех веществ системы, которые устанавливаются в ней при наступлении состояния химического равновесия.
- $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
- Исходные концентрации $c(\text{H}_2)$, $c(\text{I}_2)$, $c(\text{HI})$
- Равновесные концентрации $[\text{H}_2]$, $[\text{I}_2]$, $[\text{HI}]$

КОНСТАНТА РАВНОВЕСИЯ И ЭНЕРГИЯ ГИББСА РЕАКЦИИ

Константа равновесия связана с изменением стандартной энергии Гиббса химической реакции (ΔG) уравнением:

$$\Delta G = - R T \ln K$$

СМЕШЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ

При изменении условий (C ; P ; t°) систему можно перевести из одного равновесного состояния в другое.

Переход реагирующей системы из одного равновесного состояния в другое называется смещением (сдвигом) химического равновесия.

Причиной смещения является неодинаковое влияние условий (C ; P ; t°) на \vec{U} и \overleftarrow{U} .

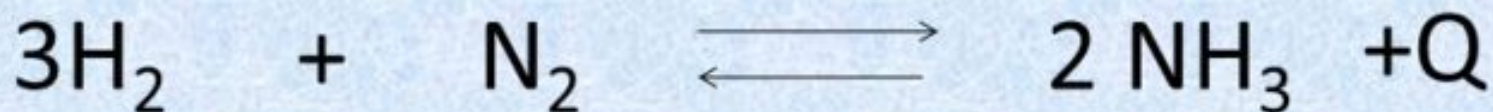
Факторы, влияющие на смещение химического равновесия.

Влияние
изменения
температуры

Влияние
изменения
концентрации

Влияние
изменения
давления

Принципы смещения химического равновесия



Принцип Ле-Шателье :

При изменении внешнего воздействия, равновесие смещается в сторону уменьшения этого воздействия.

1. температура

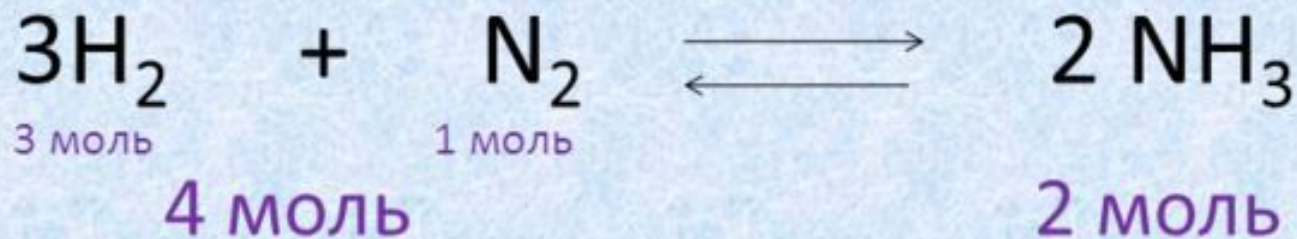
+Q выделение теплоты, **экзо**термическая реакция;

- Q поглощение теплоты, **эндо**термическая реакция

Для ускорения **экзо**термической реакции температуру надо - **понижать**

Для ускорения **эндо**термической реакции температуру надо - **повышать**

Принципы смещения химического равновесия



Принцип Ле-Шателье :

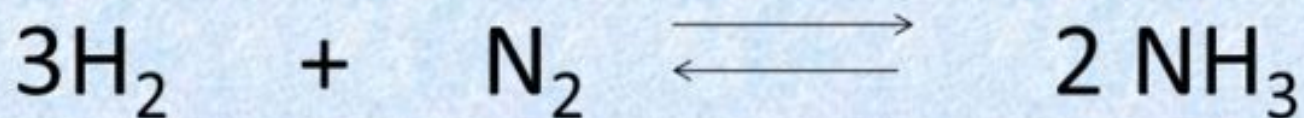
При изменении внешнего воздействия, равновесие смещается в сторону уменьшения этого воздействия.

2. Давление (для газов)

Для ускорения реакции с меньшим числом молекул давление надо - **понижать**

Для ускорения реакции с большим числом молекул давление надо - **повышать**

Принципы смещения химического равновесия



Принцип Ле-Шателье :

При изменении внешнего воздействия, равновесие смещается в сторону уменьшения этого воздействия.

3. Концентрация реагирующих веществ

Для ускорения **прямой** реакции надо:

Концентрацию реагирующих веществ – **увеличивать**

Концентрацию продуктов- **уменьшать**

Для ускорения **обратной** реакции надо:

Концентрацию реагирующих веществ – **уменьшать**

Концентрацию продуктов- **увеличивать**

ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ

Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывается внешнее взаимодействие (изменяется C , P или t°), то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует этому воздействию.

Увеличение t° сдвигает равновесие в сторону эндотермической реакции.

Увеличение P – в сторону реакции, идущей с уменьшением общего числа молекул газа.

Увеличение C исходного вещества – в сторону прямой реакции.

Увеличение C продуктов – способствует обратной реакции.

Влияние катализатора

Катализатор не вызывает смещение химического равновесия, а только ускоряет его наступление, увеличивая скорости прямой и обратной реакции в одинаковое число раз.



А ТЕПЕРЬ ПРАКТИКА!

