



# «Химическое равновесие. Условия смещения химического равновесия»

Разработала преподаватель  
химии ГБПОУ «ВМТ» –  
Дзагоева Ф.Б.

# Цели:

## *Образовательные:*

рассмотреть сущность химического равновесия;  
зависимость положение химического равновесия от  
различных факторов.

## *Воспитательные:*

формировать навыки сотрудничества, умение  
обосновать использованные полученные знания на  
практике; формировать мировоззренческие понятия о  
познаваемости природы;

## *Развивающие:*

развивать самоорганизацию при подготовке к уроку и  
работе во время занятия; логическое мышление  
обучающихся; умение сравнивать и делать выводы



# Вопросы для повторения:

1. Охарактеризуйте понятие «скорость химической реакции».
2. Как определить скорость гомогенной и гетерогенной реакции?
3. В каких единицах измеряется и от каких факторов зависит скорость химической реакции?
4. Что такое катализ и катализаторы? Какой катализ называют гомогенным и гетерогенным?
5. За 12 сек концентрация одного из реагента изменилась от 0,44 до 0,22 моль/л. Рассчитайте среднюю скорость реакции за данный промежуток времени.
6. Во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры от 10 до 50°C. Если температурный коэффициент равен 2?



# План изучения нового материала

1. Химическое равновесие.
2. Смещение химического равновесия.
3. Условия смещения химического равновесия:
  - а) температура ( $T$ );
  - б) давление ( $P$ );
  - в) концентрация реагирующих веществ ( $C$ );
  - г) влияние катализатора на химическое равновесие.



# Химическое равновесие

Большинство реакций, лежащих в основе промышленного получения важнейших продуктов химического производства, являются обратимыми.

Например:



Согласно закону действующих масс:

$$v_{\text{пр}} = k [\text{N}_2]^3 \cdot [\text{H}_2]$$

$$v_{\text{обр}} = k [\text{NH}_3]^2$$

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}} - \text{химическое равновесие}$$

Состояние обратимого химического процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называют химическим равновесием.



# Смещение химического равновесия

Химическое равновесие является динамичным (подвижным), поскольку существует возможность ускорить протекание прямой или обратной реакции. Такое ускорение называют смещением химического равновесия в сторону прямой (вправо) или обратной (влево) реакции.

Закон смещения химического равновесия известен под названием принципа Ле Шателье (1885 г).

**«Если изменить одно из условий (температуру, давление или концентрацию веществ) при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие сместится в направлении, которое препятствует этому изменению».**



# Условия смещения равновесия:

## 1. Температура.

Увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции. Реакция соединения водорода и азота сопровождается выделением теплоты, т.е. является *экзотермической*.



Разложение аммиака - *эндотермический* процесс:



Если увеличить температуру реакционной смеси, то это вызовет ускорение разложения аммиака т.е. смещение равновесия влево.



# Условия смещения равновесия:

## 2. Давление.

Если хотя бы одно из реагирующих веществ является газом, на состояние равновесия влияет *давление*.

**Увеличение давления смещает равновесие в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением суммарного объёма газообразных веществ.**

Если увеличить давление в системе:

$3\text{N}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  , то равновесие сместится вправо, т.к. объём смеси уменьшается, и давление также станет меньше.

Если же суммы коэффициентов перед формулами газообразных веществ в обеих частях реакции равны, то давление не влияет на состояние равновесия:



При определении влияния давления на состояние химического равновесия следует принимать во внимание **только газообразные вещества**.



# Условия смещения равновесия:

## 3. Концентрации веществ.

Если в равновесной системе  $3\text{N}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$

добавить дополнительное количество азота, то равновесие сместится по «принципу наоборот» - чтобы азота стало меньше т.е. вправо.

Таким образом, **добиться большего выхода продукции в реакции синтеза аммиака можно уменьшением температуры, повышением давления, увеличением концентрации азота или водорода и уменьшением концентрации аммиака.**



## 4. Влияние катализатора на состояние химического равновесия.

Внесение катализатора не изменяет положения равновесия в обратимом процессе, так как он в равной мере ускоряет как прямую, так и обратную реакцию.

Их применяют для того, чтобы *сократить время* установления состояния химического равновесия.



# Закрепление изученного материала.

1. Какие реакции называют необратимыми? Приведите примеры таких реакций и напишите их уравнения.
2. Какие реакции называют обратимыми?
3. В чем заключается химическое равновесие? Как его сместить?
4. Сформулируйте принцип Ле Шателье. Рассмотрите влияние каждого фактора на смещение химического равновесия.
5. Дайте характеристику реакции синтеза оксида серы (VI) из оксида серы (IV) и кислорода. Рассмотрите, как нужно изменить концентрацию веществ, давление и температуру, чтобы сместить равновесие вправо.
6. При увеличении давления химическое равновесие
  - а) не смещается в системе
  - б) смещается в сторону продуктов реакции
  - 1)  $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$
  - 2)  $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$



# Домашнее задание.

§6.4 стр. 105 – 108 упр. 5 – 7.

Учебник О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов «Химия» для профессий и специальностей технического профиля, Москва, Издательский центр «Академия» 2013.

