

# Аналитические реакции в растворах



1. Аналитические реакции в растворах, обратимые и необратимые
2. Химическое равновесие
3. Закон действующих масс, константа химического равновесия
4. Факторы, влияющие на смещение равновесия аналитических реакций

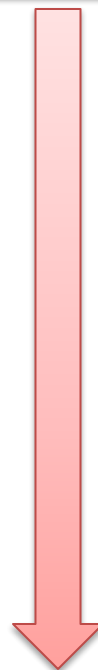
# Типы химических реакций в аналитической химии



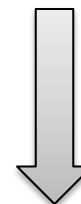
*кислотно-основные реакции* – реакции с переносом протона  $H^+$



*окислительно-восстановительные реакции (ОВР)* – реакции с переносом электрона  $e^-$



*реакции комплексообразования* – реакции с переносом электронных пар и образованием связей по донорно-акцепторному механизму



*реакции осаждения* – гетерогенные реакции в растворе

В количественном анализе широко используются обратимые реакции, т.е. протекающие одновременно в двух противоположных направлениях:  $\mathbf{aA + bB \leftrightarrow cC + dD}$

Реакцию, протекающую в сторону образования продуктов реакции называют прямой  $\mathbf{aA + bB \rightarrow cC + dD}$

Реакцию, протекающую в сторону образования исходных веществ – обратной  $\mathbf{cC + dD \rightarrow aA + bB}$

В принципе, все реакции, протекающие в природе, являются обратимыми, но в тех случаях, когда обратная реакция выражена очень слабо, реакции считаются практически **необратимыми**. К ним относят обычно те реакции, при протекании которых один из образующихся продуктов уходит из сферы реакции, т.е. **выпадают в осадок, выделяются в виде газа, образуется малодиссоциируемое вещество** (например, вода), реакция сопровождается выделением большого количества тепла.

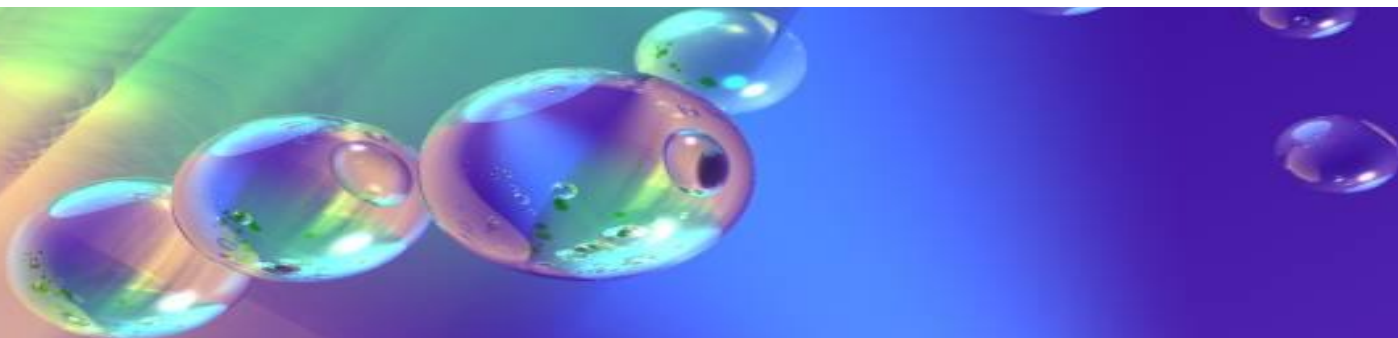
Состояние химического равновесия характерно лишь для обратимых процессов.

В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем снижается вследствие уменьшения концентрации исходных веществ, расходующихся на образование продуктов реакции.

Обратная реакция в начальный момент имеет минимальную скорость, которая растет по мере увеличения концентраций продуктов реакции.

Таким образом, наступает **момент, когда скорости прямой и обратной реакции становятся равными.**

**Такое состояние системы называется химическим равновесием**  $k_{пр} = k_{обр}$



В 1864 – 1867 г норвежские ученые Гульдберг и Вааге установили **закон действующих масс** (под действующими массами они подразумевали концентрации. Тогда термин концентрация еще не был известен, его ввел позднее Вант–Гофф): **скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных соответствующим стехиометрическим коэффициентам.**

Для обратимой реакции типа  $aA + bB = cC + dD$  согласно закону действия масс скорости прямой и обратной реакции соответственно равны:  $v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [A]^a [B]^b$ ,  $v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [C]^c [D]^d$ .

Если  $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$ , то  $k_{\text{пр}} [A]^a [B]^b = k_{\text{обр}} [C]^c [D]^d$ ,  
откуда  $K = k_{\text{обр}} / k_{\text{пр}} = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b$ .

Таким образом, **константа равновесия – отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ.**

Константа равновесия – величина безразмерная, т.к. зависит от концентрации и количества веществ.

Величина ***K***, характеризующая при постоянной температуре постоянство соотношений равновесных концентраций реагентов, была названа Вант–Гоффом **константой равновесия**.

Константа равновесия является одной из количественных характеристик состояния химического равновесия.

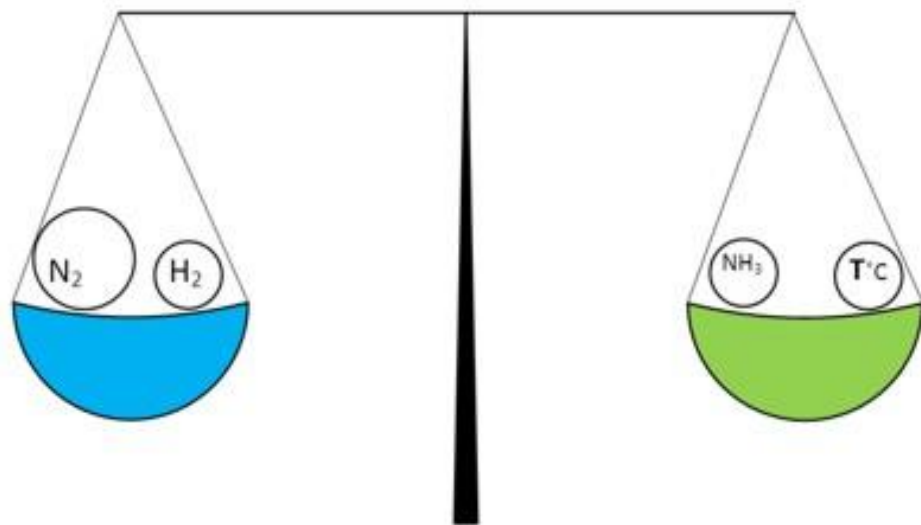
*Задание: написать выражение для константы равновесия следующих реакций:*





ЛЕ ШАТЕЛЬЕ  
Анри Луи

Направление смещения химического равновесия при изменениях концентрации, температуры и давления определяется **принципом Ле – Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, произвести воздействие (изменение концентрации, температуры, давления), то равновесие в системе смещается в сторону ослабления этого воздействия**



# Для реакции $A+B \leftrightarrow C+D$

## 1) Изменение концентрации

- если увеличивается концентрация исходных веществ, то равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции, т.е. вправо  $A+B \rightarrow C+D$ , если уменьшается концентрация исходных веществ, то равновесие смещается в сторону исходных веществ, т.е. влево  $A+B \leftarrow C+D$
- Если увеличивается концентрация продуктов реакции, то равновесие смещается в сторону образования исходных веществ, т.е. влево  $A+B \leftarrow C+D$ , если уменьшается концентрация продуктов реакции, то равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции, т.е. вправо,  $A+B \rightarrow C+D$



## Для реакции $A+B \leftrightarrow C+D$

### 2) Изменение температуры определяется тепловым эффектом реакции

□ при экзотермическом процессе (отрицательное значение реакции) - если температура уменьшается, то равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции, т.е. вправо  $A+B \rightarrow C+D$ , если температура увеличивается, то равновесие смещается в сторону исходных веществ, т.е. влево  $A+B \leftarrow C+D$

□ при эндотермическом процессе (положительное значение реакции) – если температура увеличивается, то равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции, т.е. вправо  $A+B \rightarrow C+D$ , если температура уменьшается, то равновесие смещается в сторону образования исходных веществ, т.е. влево  $A+B \leftarrow C+D$

# Для реакции $A+B \leftrightarrow C+D$

## 3) Изменение давления

□ повышение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с образованием меньшего количества молей газообразных веществ  $A+B \leftarrow 2C+D$

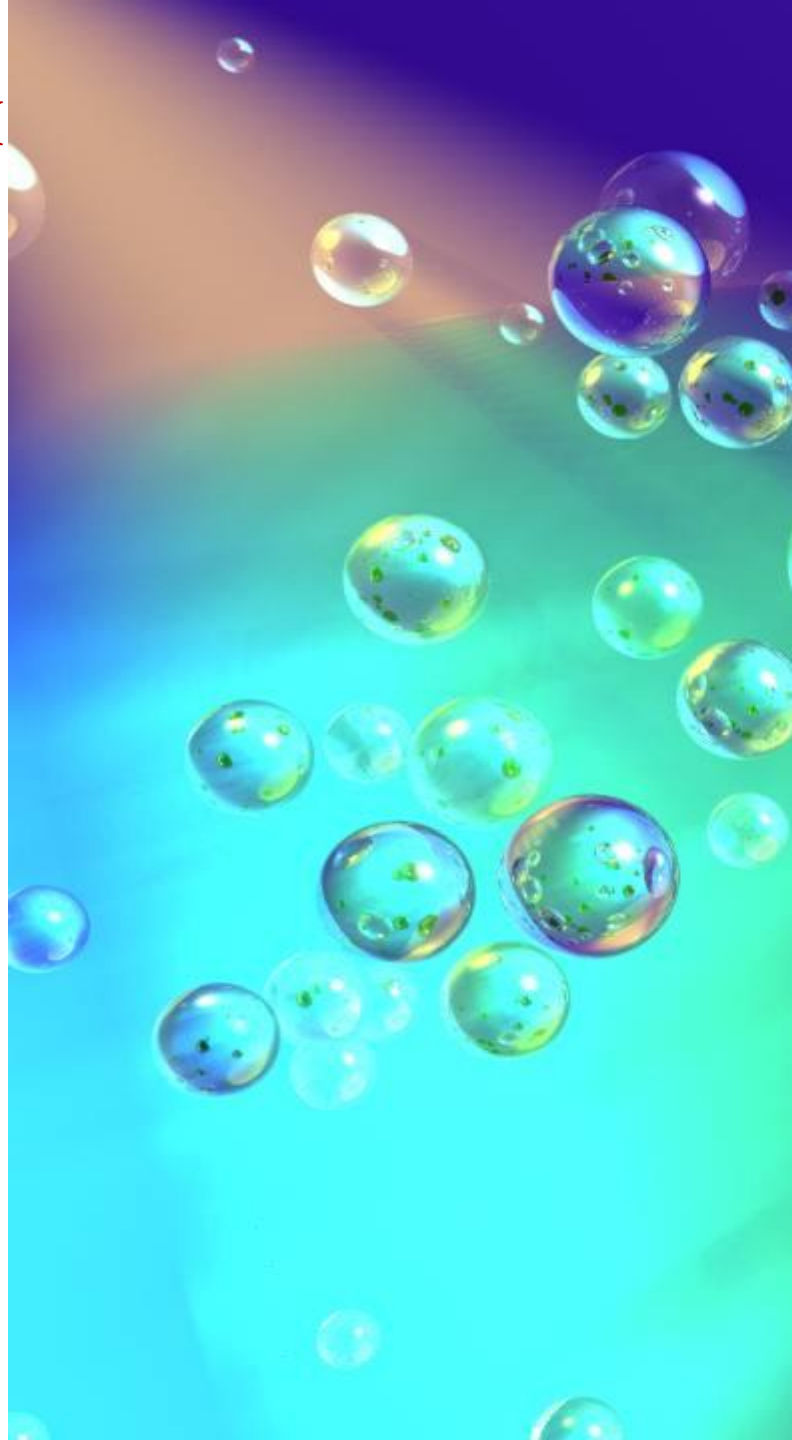
□ понижение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с образованием большего числа молей газообразных веществ  $A+2B \rightarrow C+D$



# Контрольные вопросы

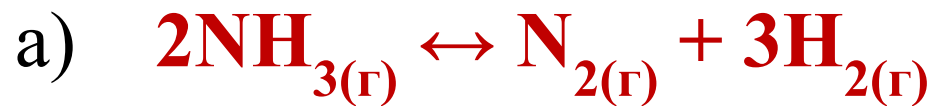
1. Обратимые и необратимые реакции. Признаки практической необратимости реакций.
2. Химическое равновесие. Понятие прямой и обратной реакций.
3. Принцип Ле - Шателье.
4. Влияние концентрации веществ на смещение химического равновесия.
5. Влияние температуры на смещение химического равновесия.
6. Влияние давления на смещение химического равновесия.

**Д/З конспект**



## закрепление

*Определите численные значения констант равновесия приведенных ниже реакций, исходя из следующих данных:*



$$[\text{NH}_3] = 2 \text{ моль/л}; \quad [\text{N}_2] = 1,5 \text{ моль/л}; \quad [\text{H}_2] = 2 \text{ моль/л}$$



$$[\text{H}_2] = 3 \text{ моль/л}; \quad [\text{H}_2\text{O}] = 6 \text{ моль/л}$$