Лекция 2. Основные типы химических реакций в аналитической химии

План лекции:

1. *Типы химических реакций в аналитической химии.*
2. *Кислотно-основные реакции.*
3. *Окислительно-восстановительные реакции.*
4. *Реакции комплексообразования.*
5. *Реакции осаждения.*
6. *Химическое равновесие.*
7. *Типы равновесий в химических системах*
8. *Закон действующих масс*

1.Типы химических реакций в аналитической химии

В аналитической химии широко используются химические реакции всех типов, протекающие в растворах:

1) ***кислотно-осно́вные*** – реакции с переносом протона H+ ;

2) ***окислительно-восстановительные*** – реакции с переносом электрона ē;

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

4) ***осаждения*** – гетерогенные реакции в растворе.

Указанные типы химических равновесий лежат в основе классификации методов количественного химического анализа.

Рассмотрим подробнее каждый тип:

2. Кислотно-основные реакции

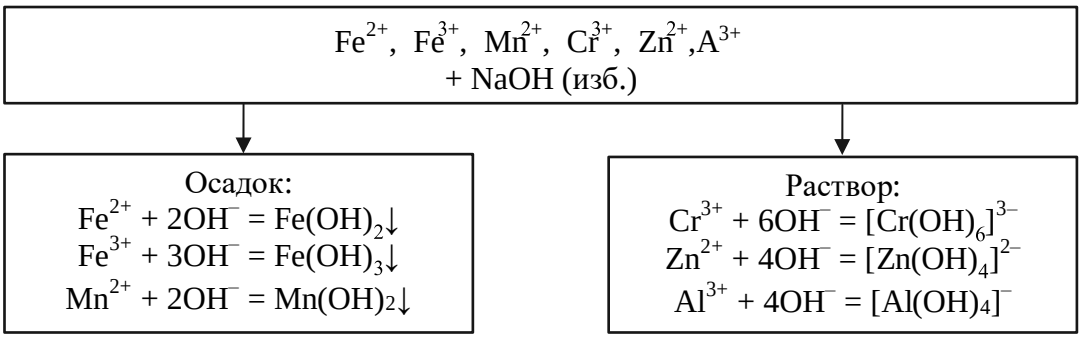
Кислотно-основные реакции можно использовать для обнаружения и разделения ионов, хотя с этой целью они применяются реже, чем реакции осаждения. Например, для обнаружения иона NH^{4+} существует специфическая кислотно-основная реакция:

$$NH^{4+}+OH^{-}=NH_3\uparrow+H_2O.$$

Одна из аналитических классификаций катионов – кислотноосновная – базируется на реакциях кислотно-основного взаимодействия, с помощью которых можно разделить различные группы катионов. Некоторые

разделения внутри групп проводят, используя различия в кислотно-основных свойствах соединений. Например, при действии избытка щелочи на катионы III аналитической группы ионы Zn^{2+} и Al^{3+} вследствие амфотерности их гиоксидов остаются в растворе в виде ионов $[Zn(OH)_4]^{2-}$ и $[Al(OH)_4]^{-}$, в то время как другие катионы выпадают в осадок в виде малорастворимых гидроксидов (рис.1).

Рис. 1. Разделение катионов внутри III аналитической группы с использованием различий в кислотно-основных свойствах



Гораздо чаще кислотно-основные реакции применяют для регулирования значения pH растворов при разделении, обнаружении и определении веществ. Ход многих аналитических химических реакций зависит от pH среды, поэтому для поддержания необходимого значения pH используют буферные растворы. В особенности это касается следующих реакций:

– с участием анионов слабых кислот или катионов слабых оснований. Например, при действии $K_2Cr_2O_7$ на ионы Ba^{2+} осадок $BaCrO_4$ может не образоваться, если не поддерживать pH с помощью ацетатного буфера;

– цветных качественных реакций с органическими реагентами. Например, при обнаружении ионов Al^{3+} капельной реакцией с ализарином необходимо, помимо анализируемого раствора и реактива, нанести на полоску фильтровальной бумаги HCl и поместить ее над емкостью с конц. NH_4OH (первый компонент аммиачного буфера). При взаимодействии

кислоты и слабого основания образуется второй компонент буфера – NH_4Cl и тем самым создаются необходимые условия для протекания цветной реакции;

– между многозарядными ионами металлов и этилендиаминтетраацетатом. Так, в комплексонометрическом титровании оптимальное значение pH раствора обязательно поддерживается с помощью буферной смеси.

Кроме того, кислотно-основные реакции используют для растворения проб и перевода осадков в раствор, поскольку многие вещества, нерастворимые в воде, растворяются в кислотах или щелочах. Например, растворение карбонатов катионов II аналитической группы в уксусной кислоте:

$BaCO_3\downarrow + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Ba + CO_2\uparrow + H_2O$;

$CaCO_3\downarrow + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + CO_2\uparrow + H_2O$; растворение амфотерных гидроксидов, образованных катионами III аналитической группы, в избытке щелочи:

$Cr(OH)_3\downarrow + 3OH^- = [Cr(OH)_6]^{3-}$;

$Zn(OH)_2\downarrow + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$;

$Al(OH)_3\downarrow + OH^- = [Al(OH)_4]^-$;

растворение солей, образованных некоторыми анионами I аналитической группы с ионами Ag^+, в азотной кислоте:

$Ag_2CO_3\downarrow + 2HNO_3 \rightarrow 2AgNO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$; $Ag_3PO_4\downarrow + 3HNO_3 \rightarrow 3AgNO_3 + H_3PO_4$.

Реакции кислотно-основного взаимодействия широко используются также при проведении *количественного анализа*. Например, один из методов титриметрического определения веществ – кислотноосновное титрование – базируется на применении реакций этого типа.

3. Окислительно-восстановительные реакции

Существует значительное количество окислительно-восстановительных реакций, которые успешно применяются для *обнаружения* ионов. Например, ионы Cr^{3+} часто окисляют до хроматионов CrO_4^{2-}, что приводит к появлению желтой окраски. При обнаружении ионов Mn^{2+} в виде гидроксида $MnO(OH)_2$ по реакции со щавелевой кислотой

$2MnO(OH)_2\downarrow + 5H_2C_2O_4 \rightarrow 2H[Mn(C_2O_4)_2] + 2CO_2\uparrow + 6H_2O$ протекают не только комплексообразование и кислотно-основное взаимодействие, но и восстановление Mn (IV) до Mn (III). При этом образуется продукт $H[Mn(C_2O_4)_2]$, имеющий характерную малиново-розовую окраску.

Используя окислительно-восстановительные реакции, можно обнаружить также многие анионы: NO_3^- реакцией с дифениламином; I^- реакцией с хлорной водой:

$2I^- + Cl_2 = I_2 + 2Cl^-$;

NO_2^- реакцией с KI в кислой среде:

$2NO_2^- + 2I^- + 4H^+ \rightarrow I_2 + 2NO + 2H_2O$.

Поскольку при изменении степени окисления изменяются свойства ионов, то окислительно-восстановительные реакции нашли применение также для разделения ионов. Например, если подействовать на смесь катионов III аналитической группы раствором H_2O_2 в щелочной среде, то ионы Cr^{3+} окислятся до хроматионов CrO_4^{2-} и останутся в растворе, а ионы Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+} перейдут в осадок в виде гидроксидов $Fe(OH)_3$ и $MnO(OH)_2$:

$2Cr^{3+} + 10OH^- + 3H_2O_2 = 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$;

$2Fe^{2+} + 4OH^- + H_2O_2 = 2Fe(OH)_3\downarrow$;

$Mn^{2+} + 2OH^- + H_2O_2 = MnO(OH)_2\downarrow + H_2O$; $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$.

Используя окислительно-восстановительную реакцию

$2NO_2^- + 2H^+ + CO(NH_2)_2 = CO_2\uparrow + 2N_2\uparrow + 3H_2O$, можно легко удалить нитрит-ионы NO_2^-, которые мешают обнаружению нитрат-ионов NO_3^- реакцией с дифениламином.

Очень часто без окислительно-восстановительных реакций невозможно

обойтись при растворении или разложении твердых проб.

Так, если образец не растворяется в кислотах или щелочах, его приходится растворять в окисляющих реагентах (конц. HNO_3, конц. H_2SO_4, царская водка) или сплавлять с окисляющими реагентами (Na_2O_2, нитриты, дисульфаты). Иногда действием окислителей или восстановителей переводят осадок в раствор.

Реакции окисления – восстановления широко используются в количественном анализе с целью определения веществ. На использовании окислительно-восстановительных реакций основаны следующие методы количественного химического анализа:

– метод выделения в гравиметрическом анализе;

– методы окислительно-восстановительного титрования;

– косвенные методы определения в кислотно-основном и комплексонометрическом титровании.

4. Реакции комплексообразования

Возможность использования реакций комплексообразования в качественном анализе обусловлена возникновением и интенсивностью аналитических эффектов, а также большой избирательностью реакций этого типа. Комплексные соединения обладают рядом свойств, ценных для химика-аналитика:

– ионы центрального атома и лигандов (Лиганд (от лат. ligare «связывать») — атом, ион или молекула, связанные с другим атомом (акцептором) с помощью донорно-акцепторного взаимодействия.), находясь в составе комплекса, практически отсутствуют в растворе в свободном виде, поэтому их не всегда удается обнаружить. Это свойство широко используется для разделения и маскирования ионов. Например, при обнаружении ионов Mn^{2+} в виде малиново-розового соединения $H[Mn(C_2O_4)_2]$ ионы Fe^{3+}, мешающие своей окраской, легко маскируются фторид-ионами F^- за счет образования бесцветного комплекса $[FeF_6]^{3-}$:

$$Fe^{3+} + 6F^- = [FeF_6]^{3-}.$$

За счет образования гидроксокомплексов из амфотерных гидроксидов катионов III аналитической группы

$Cr(OH)_3\downarrow + 3OH^- = [Cr(OH)_6]^{3-}$;

$Zn(OH)_2\downarrow + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$;

$Al(OH)_3\downarrow + OH^- = [Al(OH)_4]^-$

удается легко разделить смесь гидроксидов для проведения последующего обнаружения катионов в осадке и в фильтрате;

– комплексные соединения часто обладают характерными окрасками или малой растворимостью, на чем основаны многие реакции обнаружения. Например, ионы NH_4^+ образуют с реактивом Несслера нерастворимое комплексное соединение бурого цвета:

$NH_4^+ + 2[HgI_4]^{2-} + 4OH^- = [NH_2Hg_2O]I\downarrow + 7I^- + 3H_2O$, а ионы Mn^{2+} можно надежно обнаружить по образованию малиново-розового комплексного соединения $H[Mn(C_2O_4)_2]$ при действии $H_2C_2O_4$ на осадок $MnO(OH)_2$:

$$2MnO(OH)_2\downarrow + 5H_2C_2O_4 = 2H[Mn(C_2O_4)_2] + 2CO_2 + 6H_2O.$$

Таким образом, реакции комплексообразования, как и реакции всех других типов, широко используют для обнаружения и разделения, причем разделение часто проводят за счет селективного осаждения или маскирования.

Кроме того, реакции комплексообразования применяют для подготовки проб к анализу (разложение твердых веществ с помощью конц. HF, конц. HCl, царской водки), а также перевода осадков в раствор, например

$$AgCl\downarrow + 2NH_3 = [Ag(NH_3)_2]Cl.$$

Реакции комплексообразования широко используются в методах количественного химического анализа с целью определения веществ. Реакции этого типа лежат в основе следующих методов:

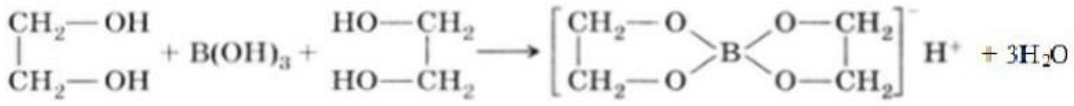
– метод осаждения в гравиметрическом анализе (если комплексное соединение является малорастворимым);

– комплексометрическое титрование;

– косвенные методы определения в кислотно-основном и окислительно-восстановительном титровании.

С помощью реакций комплексообразования можно также изменять кислотно-основные либо окислительно-восстановительные свойства системы с целью создания оптимальных условий проведения аналитической реакции.

Например, слабую борную кислоту H_3BO_3 ($pK_1 = 9,15$; $pK_2 = 12,74$; $pK_3 = 13,80$) невозможно определить методом кислотно-основного титрования, поскольку при таких значениях pK_a скачок на кривой титрования отсутствует. Однако H_3BO_3 может образовывать более сильные комплексные кислоты с рядом многоатомных спиртов (этиленгликоль, глицерин, маннит и др.), поэтому до начала титрования в раствор H_3BO_3 вводят многоатомный спирт. При этом протекает реакция (на примере этиленгликоля)



Образовавшаяся комплексная кислота $H[B(C_2H_4O_2)_2]$ имеет $pK_a = 4,48$, поэтому при титровании ее раствором щелочи

$H[B(C_2H_4O_2)_2] + NaOH = Na[B(C_2H_4O_2)_2] + H_2O$ получается явно выраженный скачок на кривой титрования. Во многих методиках определения борной кислоты используют маннит – шестиатомный спирт, изомер сорбита.

Связывание в комплекс окисленной или восстановленной форм вещества всегда вызывает изменение потенциала.

5. Реакции осаждения

Реакции осаждения очень часто применяютдля обнаружения различных ионов. Образование осадков – это один из основных аналитических эффектов, именно поэтому большинство качественных реакций являются реакциями осаждения. Например, ионы Mg^{2+} обнаруживают по выпадению белого аморфного осадка $Mg(OH)_2$:

$Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow$,

а ионы Ba^{2+} – по выпадению желтого мелкокристаллического осадка $BaCrO_4$:

$2Ba^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + H_2O = 2BaCrO_4\downarrow + 2H^+$.

Важную роль играют реакции осаждения и при разделении веществ в смеси. Действительно, основа любой аналитической классификации – это осадительное действие различных реагентов на определенные группы ионов. Например, карбонат аммония $(NH_4)_2CO_3$ осаждает катионы II аналитической группы, что позволяет отделить их от катионов I аналитической группы. Используя реакции осаждения, проводят также разделение ионов внутри аналитических групп. Например, при обнаружении ионов Na^+ в присутствии ионов Mg^{2+} сначала отделяют ионы Mg^{2+}, осаждая их щелочью.

На использовании реакций осаждения основаны следующие методы количественного химического анализа:

– гравиметрический метод осаждения;

– осадительное титрование;

– косвенные методы определения в кислотно-основном, окислительно-восстановительном и комплексометрическом титровании.

6. Химическое равновесие – это состояние системы, в которой протекает обратимый процесс одновременно в прямом и обратном направлениях с одинаковой скоростью. Состав системы в результате такого процесса не меняется во времени, если условия его протекания остаются постоянными. Равновесные концентрации (или парциальные давления)

реагирующих веществ численно могут быть разными, но их соотношение, называемое константой равновесия, всегда одинаково при постоянной температуре.

В термодинамике под химическим равновесием понимается наиболее устойчивое при данных условиях состояние системы. Для его характеристики используют термодинамические функции, путем расчета которых можно, не прибегая к эксперименту, вычислить константу равновесия, определить оптимальные условия проведения обратимого процесса с целью повышения выхода продукта реакции.

Развитие теории химического равновесия явилось толчком к разработке новых технологических схем таких производств, как получение аммиака, метанола, синтетического каучука и других веществ, химическая переработка нефтепродуктов, металлургия и т. д.

7. Типы равновесий в химических системах

Химические равновесия могут быть разными по механизму, но всегда являются результатом протекания обратимой химической реакции или обратимого физико-химического процесса и характеризуются величиной константы химического равновесия.

Обратимые химические реакции в зависимости от фазового (агрегатного) состояния реагирующих веществ могут быть:

- газообразными, если реакция протекает в газовой фазе:

$$H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightleftarrows 2HI_{(г)};$$

- жидкофазными, если реакция протекает между жидкими веществами:

$$C_2H_5OH_{(ж)} + CH_3COOH_{(ж)} \rightleftarrows CH_3COOC_2H_{5(ж)} + H_2O_{(ж)}$$

или между веществами, находящимися в растворе:

$$NH_4OH_{(р)} + H_{(р)}^{+} \rightleftarrows NH_4^{+}{}_{(р)} + H_2O_{(р)}$$

- твердофазными, протекающими по типу топохимических реакций в твердой фазе на границе раздела «твердое исходное вещество – твердый

продукт реакции»:

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O_{(т)} \rightleftarrows CuSO_4 \cdot 3H_2O_{(т)} + 2H_2O_{(г)};$$

- гомогенными, если все реагирующие вещества находятся в одной фазе:

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)};$$

- гетерогенными, если реагирующие вещества находятся в разных фазах:

$$CO_{2(г)} + C_{(графит)} \rightleftarrows 2CO_{(г)}.$$

Количественной характеристикой химического равновесия, достигаемого при протекании таких реакций, является константа равновесия (табл. 1.1).

Таблица 1.1

Типы обратимых химических и физико-химических процессов

№ п/п	Название обратимого процесса	Пример обратимого процесса	Константа химического равновесия	
			Обозначение	Название
1	Химическая реакция	$H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightleftarrows 2HI_{(г)}$	К	Константа равновесия
2	Гидратация и дегидратация вещества	$CaCl_{2(т)} + 6H_2O_{(ж)} \rightleftarrows \rightleftarrows CaCl_2 \cdot 6H_2O_{(т)}$	$К_{гидр}$	Константа гидратации вещества
3	Электролитическая диссоциация электролита	$NH_4OH_{(р)} \rightleftarrows NH_4^+{}_{(р)} + OH^-{}_{(р)}$	$К_д$	Константа диссоциации электролита
4	Диссоциация малорастворимого электролита	$AgCl_{(т)} \rightleftarrows Ag^+{}_{(р)} + Cl^-{}_{(р)}$	ПР (L)	Произведение растворимости вещества
5	Диссоциация комплексного соединения (иона)	$[Fe(CN)_6]^{3-}{}_{(р)} \rightleftarrows \rightleftarrows [Fe(CN)_5]^{2-}{}_{(р)} + CN^-{}_{(р)}$	$К_н$	Константа нестойкости вещества
6	Гидролиз соли	$Cu^{2+}{}_{(р)} + H_2{}_{(ж)} \rightleftarrows \rightleftarrows [CuOH]^+{}_{(р)} + H^+{}_{(р)}$	$К_г$	Константа гидролиза соли
7	Диссоциация воды	$H_2O_{(ж)} \rightleftarrows H^+{}_{(р)} + OH^-{}_{(р)}$	$К_в$	Ионное произведение воды
8	Ионно-обменная адсорбция	Катионит $H^+{}_{(т)} + Na^+{}_{(р)} \rightleftarrows \rightleftarrows$ Катионит $Na^+{}_{(т)} + H^+{}_{(р)}$	$К_{обм}$	Константа ионного обмена
9	Обмен ионов на поверхности стеклянного электрода	Стекло $Na^+{}_{(т)} + H^+{}_{(р)} \rightleftarrows \rightleftarrows$ Стекло $H^+{}_{(т)} + Na^+{}_{(р)}$	$К_{обм}$	Константа ионного обмена

Особое место в ряду химических равновесий занимают равновесия в водных растворах электролитов. Под действием полярных молекул воды или с их участием в таких растворах устанавливаются различные ионные или ионно-молекулярные равновесия, количественной характеристикой которых являются константы равновесия, отличающиеся по названию и по обозначению от просто константы равновесия (см. табл. 1.1).

Подобно химическому равновесию рассматриваются равновесия в других обратимых процессах, например, таких как гидратация и дегидратация кристаллогидратов, ионно-обменная адсорбция, фазовые равновесия, термическое разложение карбонатов и т. д. (см. табл. 1.1).

8.Закон действующих масс

На основе изучения кинетики обратимых химических реакций, протекающих при постоянной температуре, К. Гульдберг и П. Вааге сформулировали закон действующих масс для химического равновесия:

Соотношение равновесных концентраций реагирующих веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции равно константе равновесия при T = const

Математически закон действующих масс записывается в виде константы равновесия, выраженной через равновесные концентрации или другие величины, характеризующие состав системы, при достижении равновесия как со стороны прямой ($К_{пр}$), так и со стороны обратной ($К_{обр}$) реакции (табл. 1.2).

Таблица 1.2

Выражение закона действующих масс для реакции типа aA + bB ⇄ qQ + dD

Путь достижения равновесия	Константа равновесия	Соотношение констант равновесия
Прямая реакция	$K_{пр} = \frac{C^q(Q) \cdot C^d(D)}{C^a(A) \cdot C^b(B)}$	$K_{пр} = \frac{1}{K_{обр}}$
Обратная реакция	$K_{обр} = \frac{C^a(A) \cdot C^b(B)}{C^q(Q) \cdot C^d(D)}$	

Константы равновесия, выраженные любым способом, зависят от температуры и природы реагирующих веществ и не зависят от равновесного состава системы. Однако способ выражения состава системы влияет на численное значение константы равновесия (табл. 1.3).

Таблица 1.3

Влияние способа выражения состава системы на вид константы равновесия при

T = const для гомогенной реакции типа aA + bB ⇄ qQ + dD

Тип системы	Равновесный состав системы: Способ выражения состава	Равновесный состав системы: Соотношение составов	Выражение константы равновесия	Соотношение констант равновесия
Идеальная система	Концентрация C_i, моль/м^3	$p_i = C_i \cdot R \cdot T$	$K_c = \frac{C_Q^q \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b}$	$K_p = K_c(R \cdot T)^{\Delta\nu}$
	Парциальное давление p_i, Па		$K_p = \frac{p_Q^q \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$	
	Молярная доля x_i	$p_i = x_i \cdot P$	$K_x = \frac{x_Q^q \cdot x_D^d}{x_A^a \cdot x_B^b}$	$K_p = K_x \cdot P^{\Delta\nu}$
Реальная система	Активность a_i, моль/м^3	$\alpha_i = \gamma_i \cdot C_i$	$K_\alpha = \frac{\alpha_Q^q \cdot \alpha_D^d}{\alpha_A^a \cdot \alpha_B^b}$	$K_\alpha = K_c \frac{\gamma_Q^q \cdot \gamma_D^d}{\gamma_A^a \cdot \gamma_B^b}$
	Фугитивность f_i, Па	$f_i = \gamma_i \cdot p_i$	$K_f = \frac{f_Q^q \cdot f_D^d}{f_A^a \cdot f_B^b}$	$K_f = K_p \frac{\gamma_Q^q \cdot \gamma_D^d}{\gamma_A^a \cdot \gamma_B^b}$

Примечания: 1. $\Delta\nu = (q + d) - (a + b)$ – изменение числа молей газообразных веществ в ходе реакции.

2. γ_i – коэффициент активности или фугитивности вещества. 3. P – общее давление в системе.

Все уравнения для констант равновесия являются математическим выражением закона действующих масс.

Константы химического равновесия K_c и K_p (K_α и K_f) безразмерны для реакций, идущих без изменения числа молей газообразных реагирующих веществ: $\Delta\nu = 0$. При $\Delta\nu \neq 0$ единицами измерения K_p (K_f) являются единицы давления, K_c (K_α) – единицы концентрации, взятые в степени $\Delta\nu$.

Константа химического равновесия K_x безразмерна, так как молярные доли являются относительными величинами, и в отличие от констант, выраженных другим способом, зависит от общего давления в системе.

В случае гетерогенных обратимых реакций в выражение константы химического равновесия входят равновесные парциальные давления или концентрации газов, или концентрации растворённых веществ, участвующих в реакции, так как активности твердых веществ или жидкостей при одновременном участии газов принимаются равными единице.

Например, для реакции $C_{(графит)} + CO_{2(г)} \rightleftarrows 2CO_{(г)}$ $K_p = \frac{(P_{CO})^2}{P_{CO_2}}$

Закон действующих масс имеет большое значение в учении о химическом равновесии. Из него следует, что в системе, в которой протекает обратимая реакция:

- соотношение равновесных величин, характеризующих состав системы при T = const, является постоянным и равным константе равновесия;
- константа равновесия не зависит от того, какие из реагирующих веществ будут исходными веществами, а какие – продуктами реакции;
- константа равновесия не зависит от начального состава исходных веществ;
- для расчета константы равновесия достаточно экспериментально определить равновесную концентрацию одного из реагирующих веществ.

Контрольные вопросы:

1. Перечислите основные типы химических реакций в аналитической химии.
2. Охарактеризуйте типы химических реакций.
3. Дайте формулировку химическому равновесию.
4. Какие типы равновесий в химических системах известны?

Рекомендуемая литература:

1. Никитина, Н. Г. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: учебник и практикум для вузов / Н. Г. Никитина, А. Г. Борисов, Т. И. Хаханина; под редакцией Н. Г. Никитиной. — 5-е изд., испр. — Москва: Издательство Юрайт, 2026. — 451 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-18193-7. — Текст: электронный. - URL: https://urait.ru/bcode/582531/p.1

2. Апарнев, А. И. Аналитическая химия: учебное пособие для вузов / А. И. Апарнев, Г. К. Лупенко, Т. П. Александрова, А. А. Казакова. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2026. — 77 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-17110-5. — Текст: электронный //

Образовательная платформа Юрайт [сайт]. с. 60 — URL: https://urait.ru/bcode/585257/p.60.

3. Александрова, Э. А. Химические методы анализа: учебник и практикум для вузов / Э. А. Александрова, Н. Г. Гайдукова. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2025. — 533 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-17719-0. — Текст: электронный. — URL: https://urait.ru/bcode/560067/p.304

4. Смагин, В. П. Аналитическая химия. Лабораторный практикум: учебное пособие для вузов / В. П. Смагин, Л. В. Щербакова, Е. А. Лейтес [и др.]. — Санкт-Петербург: Лань, 2026. — 208 с. — ISBN 978-5-507-53579-8. — Текст: электронный. — URL: https://e.lanbook.com/book/510238