

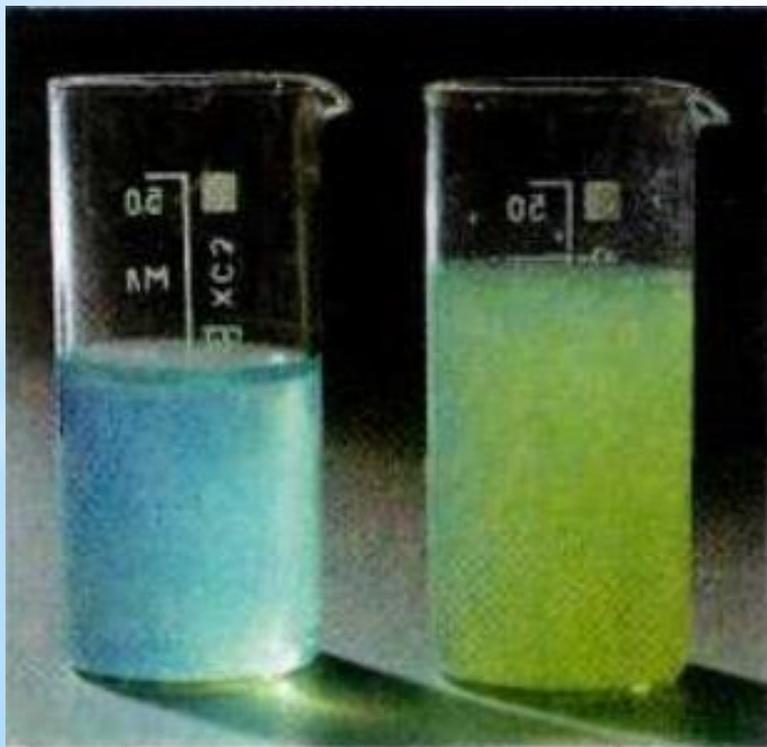
Растворы. Химическое равновесие. Закон действующих масс.

Большинство аналитических реакций протекает в растворах, поэтому основным фундаментом аналитической химии является теория растворов.

Растворами называют гомогенные многокомпонентные системы переменного состава, в которых возможны разнообразные физико-химические взаимодействия (ионизация, сольватация (гидратация)), между молекулами растворимого вещества и растворителя, характер которого зависит от природы растворенного вещества и растворителя.



Ионизация - превращение нейтральных атомов или молекул в ионы под влиянием химических процессов, под действием ионизирующих активных излучений, высоких температур и др.

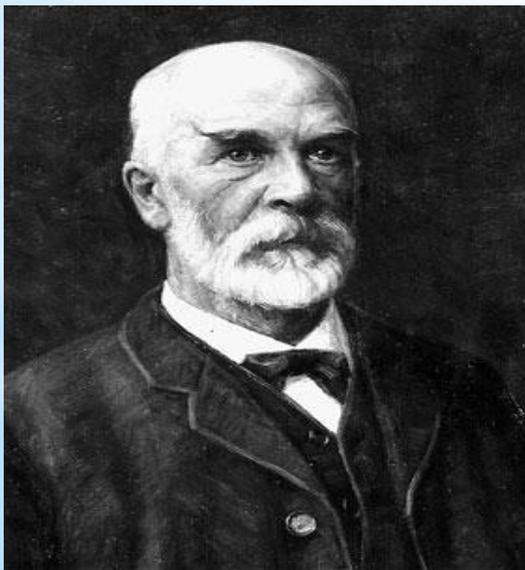


Сольватация — электростатическое взаимодействие между частицами (ионами, молекулами) растворенного вещества и растворителя. Сольватация в водных растворах называется гидратацией.

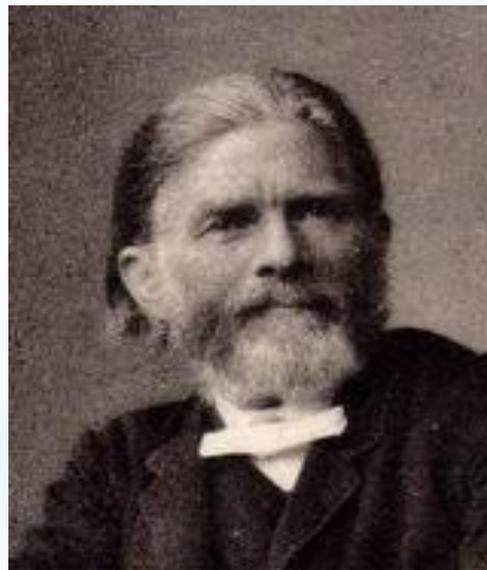
Закон действующих масс открыли в 1864 году норвежские учёные.

Данный закон устанавливает связь между скоростью и молярными концентрациями (действующими массами), участвующими в обратимой химической реакции.

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.



К. Гульдберг



П. Вааге



$$v_1 = k_1[A][B];$$

Скорость этой реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

где k_1 - коэффициент пропорциональности, равный скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ 1 моль/л и называемый константой скорости реакции; $[A]$, $[B]$ - молярные концентрации веществ А и В.

В результате обратной реакции образуются исходные вещества.



$$v_2 = k_2[C][D];$$

Скорость этой обратной реакции прямо пропорциональна произведению концентраций образовавшихся веществ при прямой химической реакции, то есть С и D.

где k_2 - константа скорости обратной реакции; $[C]$ и $[D]$ - молярные концентрации веществ С и D.

При достижении определённых концентраций веществ А, В, С и D, скорости прямой и обратной реакций уравниваются - наступает химическое равновесие.

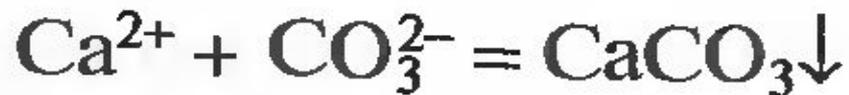


При равновесии $v_1 = v_2$ поэтому $k_1[A][B] = k_2[C][D]$. Поскольку k_1 и k_2 для участвующих в реакции веществ при неизменной температуре - постоянные величины, то и отношение их - величина постоянная. Обычно ее обозначают K и называют константой равновесия химической реакции.

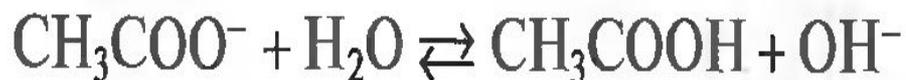
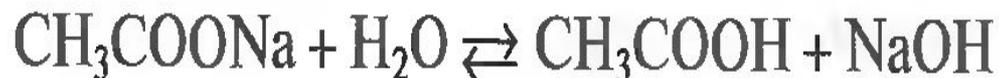
$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]}.$$

Закон можно сформулировать так: *при обратимых реакциях равновесие наступает, когда отношение произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций вступающих в реакцию веществ становится равным некоторой постоянной для данной химической реакции величине, называемой константой химического равновесия*

При составлении уравнений для констант равновесия учитывают только вещества (атомы, ионы, молекулы, радикалы), которые находятся в реакционном объёме. Если реагирующие или образующиеся вещества уходят из реакционного объёма (выпадают в осадок, выделяются в виде газа), то их не учитывают в уравнении константы равновесия, подразумевая, что они эффективно входят в K .



$$K^* = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{CaCO}_3]_{\text{ТВ}}} \rightarrow K = K^* [\text{CaCO}_3] = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}].$$

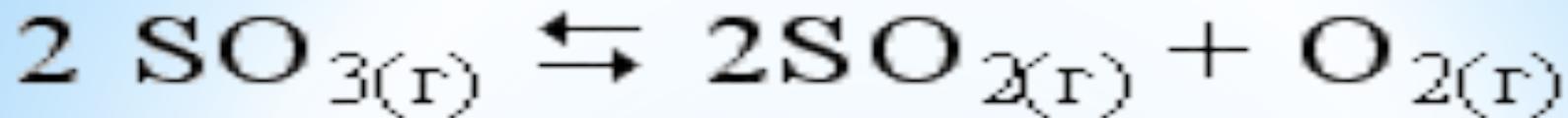


$$K^* = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow K = K^* [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}.$$

Знание константы равновесия химической реакции позволяет:

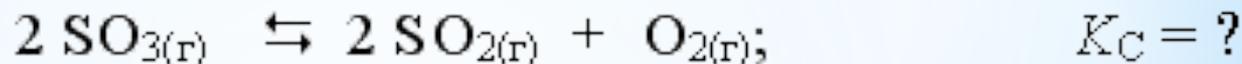
- предсказать направление ее протекания при существующих условиях, сделать вывод о преобладании прямой или обратной реакции в системе: при $K > 1$ числитель (произведение концентраций продуктов реакции) больше знаменателя (произведения концентраций исходных веществ) преобладает прямая реакция, при $K < 1$ – обратная;
- рассчитать степень протекания (выход) реакции, найти отношение количества вещества, образовавшегося в результате ее протекания в данных условиях, к количеству вещества, которое должно было бы образоваться при условии ее протекания до конца;
- рассчитать концентрацию каждого из участников реакции в условиях равновесия при известных начальных концентрациях;
- оценить влияние на равновесие изменения концентрации каждого из реагирующих веществ, т.е. управлять направлением сдвига равновесия;
- оценить применимость химической реакции для целей анализа. Например, для количественного анализа применимы только реакции, константа равновесия которых $K > 1 \cdot 10^8$.

Пример. При некоторой температуре в системе



равновесные концентрации веществ равны соответственно 0,04, 0,12 и 0,06 моль/л. Рассчитать K_C реакции.

Решение



$$[\quad], \text{ моль/л} \quad \quad \quad 0,04 \quad \quad 0,12 \quad \quad 0,06$$

$$\nu \quad \quad \quad 2 \quad \quad 2 \quad \quad 1$$

$$K_C = \frac{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{0,12^2 \times 0,06}{0,04^2} = 0,54$$

Ответ. Для данной реакции $K_C = 0,54$.