

Работа № 8

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВЕЛИЧИНЫ pH И СВОЙСТВА БУФЕРНЫХ СИСТЕМ

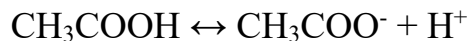
Многие химические реакции протекают при определенном значении pH раствора. Это касается, в первую очередь, живых систем, в которых процессы протекают в достаточно узких диапазонах pH. Кроме того, для ряда технологических процессов также требуется поддержание постоянного pH.

В химической практике используют *буферные растворы* – растворы, способные сохранять определенное значение pH при разбавлении или добавлении небольших количеств кислот или оснований.

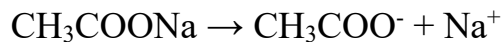
Буферные растворы состоят из слабой кислоты и соли этой кислоты или слабого основания и соли этого основания. Например, ацетатный буфер состоит из уксусной кислоты и ацетата натрия $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$. Он содержит кислоту, поэтому имеет кислотный pH. Аммонийный буфер состоит из аммиака и соли аммония $\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Cl}$ и является основным буферным раствором. Используя различные пары кислот и оснований, можно приготовить буферные растворы с почти любым значением pH.

Рассмотрим равновесия в ацетатном буферном растворе.

Уксусная кислота – слабый электролит, диссоциирует в водном растворе по схеме:



Ацетат натрия – сильный электролит, полностью распадается на ионы:



Наличие в растворе ацетат-ионов из ацетата натрия сдвигает равновесие диссоциации уксусной кислоты влево, т.е. подавляет ее диссоциацию. В результате количество ацетат-ионов в растворе соответствует концентрации ацетата натрия. А вся кислота находится в недиссоциированном виде.

Запишем выражение для константы диссоциации уксусной кислоты:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

В этом выражении концентрация ацетат иона $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ равна концентрации соли – ацетата натрия. Концентрация кислоты $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ равна исходной концентрации кислоты. Таким образом можем записать:

$$K = \frac{C_{\text{соли}}[\text{H}^+]}{C_{\text{кисл.}}}$$

Откуда выразим концентрацию ионов водорода в буферном растворе:

$$[\text{H}^+] = K \frac{C_{\text{кисл.}}}{C_{\text{соли}}}$$

Формулу для расчета рН кислотного буферного раствора получим, прологарифмировав выражение:

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{кисл}} + \lg C_{\text{соли}} - \lg C_{\text{кисл}}$$

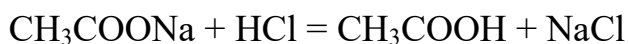
Расчет рН основного буферного раствора осуществляется по формуле:

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_{\text{осн}} + \lg C_{\text{осн}} - \lg C_{\text{соли}}$$

Механизм буферного действия

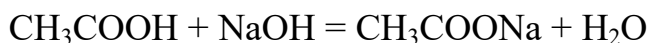
Рассмотрим, какие процессы будут происходить в ацетатном буферном растворе ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$) при добавлении сильных кислот и оснований.

При добавлении к такому буферу сильной кислоты, например, HCl , произойдет взаимодействие ее с ацетатом натрия:



В итоге образуется слабая уксусная кислота и предотвращается понижение рН.

При добавлении щелочи, например, NaOH , произойдет реакция нейтрализации с уксусной кислотой:



В результате заметного повышения рН не произойдет.

Безусловно, способность «сопротивляться» изменению рН при добавлении кислот и щелочей не безгранична и зависит от концентрации компонентов буферного раствора. Характеристикой этой способности является величина буферной емкости.

Буферная емкость – количество кислоты или щелочи, которое нужно добавить к 1 л буферного раствора для изменения значения рН на 1.