

БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ. БУФЕРНАЯ ЕМКОСТЬ.



# Классификация буферных систем.

Кислотные – состоят из слабой кислоты и соли этой кислоты, образованной сильным основанием.	Ацетатный буфер: Гидрокарбонатный буфер:	CH <sub>3</sub> COOH CH <sub>3</sub> COONa H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> NaHCO <sub>3</sub>
Основные – состоят из слабого основания и соли этого основания, образованной сильной кислотой.	Аммиачный буфер:	<u>NH₄OH</u> NH₄CI
Солевые – состоят из гидрофосфата и дигидрофосфата Na или K.	Фосфатный буфер: роль слабой к-ты	NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>



#### Буферная емкость.

$$B = \frac{C}{\Delta p H_{6y\phi}}$$

Буферная емкость раствора характеризует способность буферного раствора поддерживать постоянное значение рН при добавлении кислоты или щелочи.

где: С – число молей прибавленной кислоты или щелочи;

**ДрН буф. – изменение рН буфера при добавлении** 

кислоты или

щелочи – величина положительная.

Буферную емкость можно рассчитать как по кислоте, так и по щелочи:

$$B = \frac{C_K \cdot V_K}{\Delta p H \cdot V_{\text{bypepa}}}$$

или

3



### Уравнение Гендерсона-Хассельбаха.

 $HB \longleftrightarrow H^{+} + B^{-}$ 

Слабая кислота ↔ протон + сопряженное с кислотой основание

По закону действующих масс:  $K = ([H^+] + [B^-])/[HB]$ 

К — константа диссоциации.

 $logK = log[H^+] + log[B^-] - log[HB]$ 

 $-\log[H^+] = -\log K + \log[B^-] - \log[HB]$ 

 $pH=pK+log([B^-]/[HB]).$ 

уравнение Гендерсона-Хассельбаха: pH=pK+log([сопряженное основание]/[кислота]).



#### Пример поиска рН буферного раствора.

```
СН3СООН + \mathbf{SOHMCOOM} 50 мл 0.3М \mathbf{K_a} = 1,74 \cdot 10^{-5} (константа диссоциации) \mathbf{C_M} (СН3СООН) = (30 \cdot 0,1) / 80 = 0,0375 (М), \mathbf{C_M} (СН3СООК) = (50 \cdot 0,3) / 80 = 0,1875 (М)\mathbf{F}: \mathbf{PK}+\mathbf{log}([\mathbf{B}^-]/[\mathbf{HB}])= -\mathbf{log}(\mathbf{K_a}) + \mathbf{log}(\mathbf{C_M} (СН3СООК) / \mathbf{C_M} (СН3СООН) )= = 4.759 + 0.699 = 5.457
```



## Пример поиска буферной емкости.

```
1 моль
                                                                                                K_{a \text{ (HCOOH)}} = 1.77
HCOOH
                                                                                                по отношению к HCl и
 1 моль
 HCOONa
                                                                                               NaOH
pH=-log(K_a) + log(C_M(HCOOH) /
C_M (HCOONa))=3.75+0=3.75
                                                                                                                                                                         C_{M} (HCOOH) увеличится до (1 + x) моль/л,
  HCOONa+HCl = HCOOH+NaCl
                                                                                                                                                                          C_M (HCOONa) уменьшится до (1-x)
                                                                                                                                                                          моль/л.
 2.75=3.75 + \log((1+x) / (1-x))
 (1+x)/(1-x)=0.1 => x(HCI) = 0.818 MOJE = 0
                                                                                                                                                                         C_{M} (HCOOH) уменьшится до (1 - y)
 HCOOH +NaOH = HCOONa+H2O =>
                                                                                                                                                                          моль/л,
                                                                                                                                                                          C_{M} (HCOONa) увеличится до (1 + y)
 4.75=3.75 + \log((1-y) / (1+y))
                                                                                                                                                                          моль/л.
  (1-y)/(1+y))=10 => y(NaOH) = 0.818 моль/л
```



#### Спасибо за внимание.