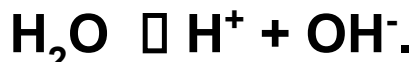


Диссоциация воды. Водородный и гидроксильный показатели (pH и pOH)



По закону действующих масс уравнение для расчета константы равновесия будет иметь следующий вид:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$\text{или } K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] - \text{ионное произведение воды}$$

Как бы не изменялись концентрации ионов H^+ и OH^- их произведение во всяком водном растворе остается при данных условиях величиной практически постоянной.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad \text{при } 25^\circ\text{C}$$

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л - *условие нейтральности*

$[\text{H}^+] > 10^{-7} > [\text{OH}^-]$ – **кислая среда**

При $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ – **среда щелочная**

Водородным показателем (pH) называют отрицательный логарифм концентрации ионов водорода

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Гидроксильным показателем (pOH) называют отрицательный логарифм концентрации гидроксил-ионов

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

Логарифмируя уравнение $K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$,
получаем:

$$\lg K_{H_2O} = \lg [H^+] + \lg [OH^-] = -14 \text{ или } pK_{H_2O} = pH + pOH = 14$$

- нейтральная среда – $pH = 7$; кислая среда – $pH < 7$;
щелочная среда - $pH > 7$

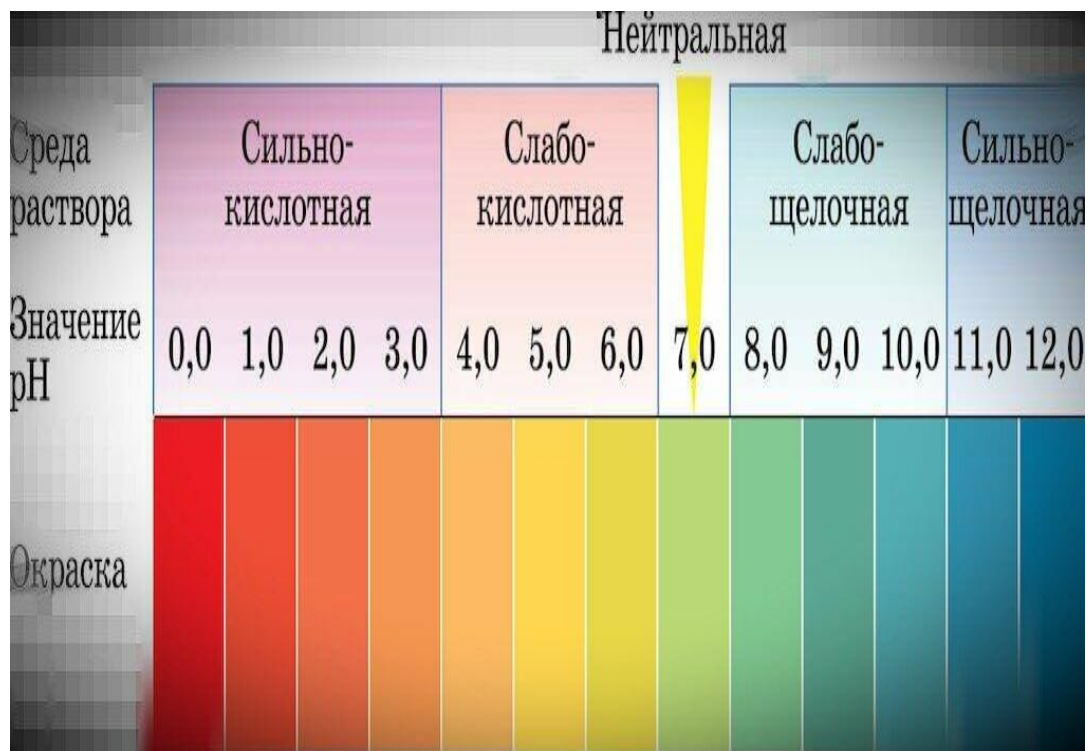
Зная величину pH или OH, легко рассчитать содержание
противоположного иона:

$$pH = 14 - pOH \text{ и, наоборот, } pOH = 14 - pH.$$

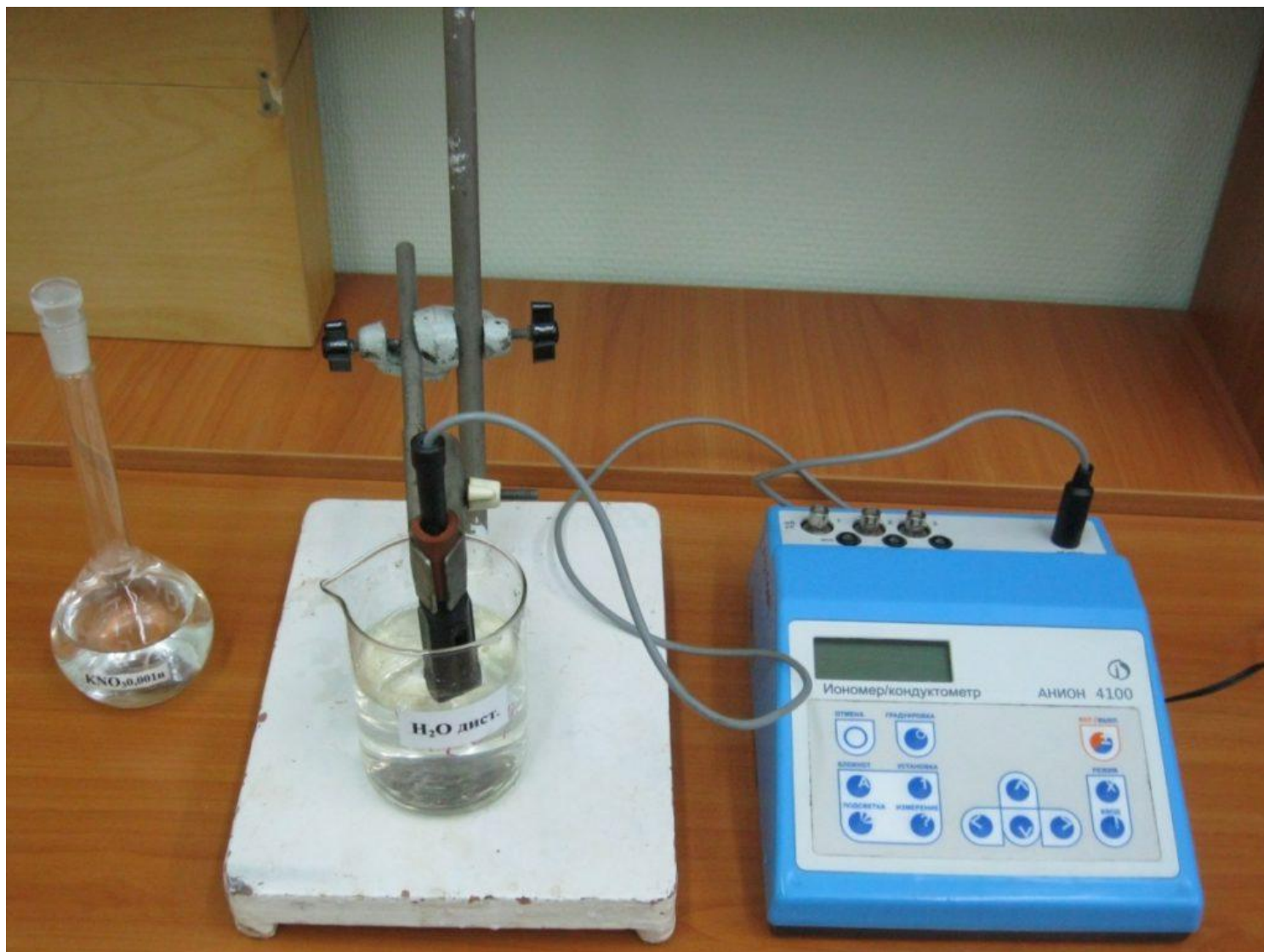
В растворах сильных электролитов вместо концентрации используют
активность, т.е. $pH = -\lg a_{H^+}$ или $pH = -\lg f_{H^+} \cdot [H^+]$.

**Под активностью иона понимают ту эффективную,
условную концентрацию его, соответственно которой
он действует при химических реакциях.**

$$a = f \cdot c$$



Шкала измерения pH по индикаторной бумаге



Измерение pH потенциометрическим методом

ЗНАЧЕНИЯ pH- НЕКОТОРЫХ РАСТВОРОВ

0		Промышл. HCl (37 %)	-1,1
1		HCl (1:10)	0,0
2		Лимон	2,1
3		Яблочный сок, столовый уксус	2,3-2,5
4		Томатный сок	4,1
5		Черный кофе	5,0
6		Молоко	6,4-6,8
7		Вода	7,0
8		Слезы, кровь	7,0-7,4
9		Раствор пищевой соды 1% (NaHCO_3)	8,5
10			
11		Нашатырный спирт NH_4OH ; $C = 0,1 \text{ моль/л}$	11,3
12		Раствор соды Na_2CO_3 ; $C = 0,1 \text{ моль/л}$	11,5
13			
14		Раствор гидроксида натрия ; $C = 0,1 \text{ моль/л}$	12,9

1. Пример расчета pH сильной кислоты:

- Чему равно значение pH раствора, в 1 л которого содержится 0,63 г HNO_3 ?
- Решение:
- Рассчитаем молярную массу, а затем молярную концентрацию HNO_3 :
- $M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63 \text{ г/моль}$
-
- $c(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3) / (M(\text{HNO}_3) \cdot V(\text{HNO}_3))$
- $V = 1 \text{ л,}$
- $c(\text{HNO}_3) = 0,63 / (63 \cdot 1) = 0,01 \text{ моль/л, т.е. } 10^{-2} \text{ моль/л}$
- $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg (10^{-2}) = 2$
- Ответ: $\text{pH} = 2$

2. Пример расчета рН сильного основания:

- Чему равно рН раствора, в 1 л которого содержится 0,4 г гидроксида натрия?
- Решение:
- Найдем молекулярную массу NaOH и молярную концентрацию раствора NaOH:
- $M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г /моль};$
- $c(\text{NaOH}) = 0,4 / (40 \cdot 1) = 0,01 \text{ моль/л, т.е. } 10^{-2}$
- $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg(10^{-2}) = 2 \quad \text{pH} = 14 - 2 = 12$
- Ответ: pH = 12

3. Пример :

Сколько моль HCl требуется для приготовления 2 л раствора HCl с pH 1?

Решение:

$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Отсюда находим, что $[\text{H}^+] = 10^{-(\text{pH})} = 10^{-1}$

или 0,1 моль/л. Это значит. Что в 1 л раствора HCl содержится 0,1 моль кислоты, а в 2 л будет 0,2 моль.

Ответ: 0,2 моль

Действие одноименных ионов.

Буферные растворы

Равновесие в растворе аммиака: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

$$K_{\text{равн}} = [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] / ([\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}])$$

Сильные электролиты диссоциируют:

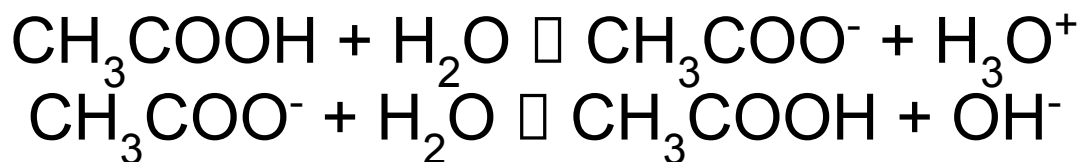


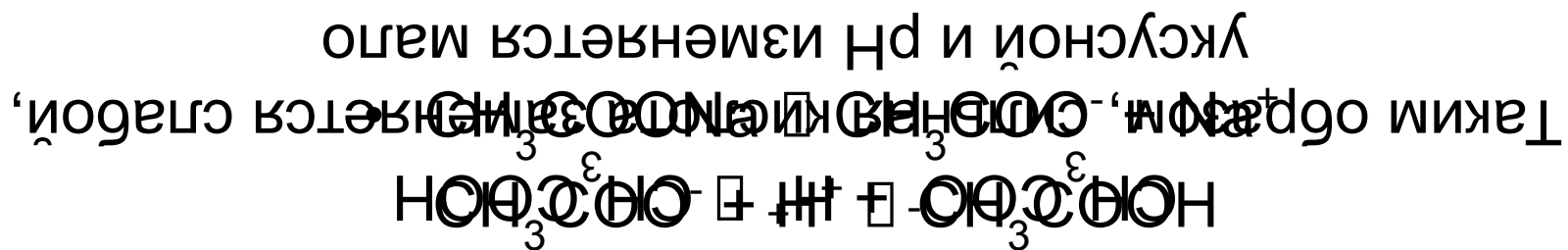
Согласно закону действия масс, если увеличились концентрации продуктов реакции, то равновесие смещается в сторону образования исходных веществ.

практически постоянную концентрацию ионов водорода при добавлении небольших количеств кислоты, щелочи, а также при разбавлении, называют буферным действием, а растворы, обладающие таким свойством – **буферными растворами**. Свойство некоторых растворов сохранять практически постоянную концентрацию ионов водорода при добавлении небольших количеств кислоты, щелочи, а также при разбавлении, называют буферным действием, а растворы, которые обладают таким свойством – **буферными растворами**.

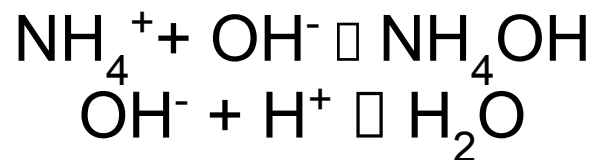
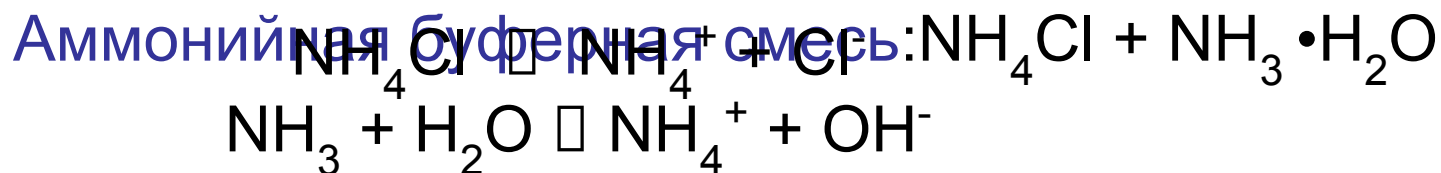
Например, ацетатный буферный раствор – это смесь уксусной кислоты CH_3COOH и ацетата натрия CH_3COONa , аммонийный буферный раствор – смесь NH_4OH и NH_4Cl .

В растворе ацетатной буферной смеси устанавливаются равновесия:





Таким образом, сильная кислота заменяется слабой, уксусной и pH изменяется мало



Под **буферной емкостью** понимают количество молей сильной кислоты или сильного основания, прибавление которого к 1 л буферного раствора изменяет его pH на единицу.

Биологическая роль буферных систем

Буферные системы участвуют в поддержании кислотно-основного гомеостаза.

Внутриклеточные и внеклеточные жидкости живых организмов характеризуются постоянством значений pH.

pH большей части внутриклеточных жидкостей находится в интервале 6,8 -7,8 (в том числе плазмы крови 7,34 -7,36).

Буферные системы организма



Буферные системы

- препятствуют изменению pH

Основные буферные системы организма

Фосфатный $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$

Бикарбонатный $\text{NaHCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$

Белковый $\text{COOH} \text{ ----- } \text{NH}_2$

Буферная емкость возрастает при систематических тренировках

Домашнее задание

1. Рассчитать pH раствора, в 1 л которого содержится 0,98 г H_2SO_4 .
2. Сколько моль NaOH содержится в 100 мл раствора, pH которого равно 12.