



Лекция 9

ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ



Содержание

- Электролитическая диссоциация воды
- Ионное произведение воды
- Водородный показатель (pH)
- Определение pH водных растворов
- Буферные растворы



Диссоциация воды

Упрощенная запись уравнения диссоциации воды :



Константа диссоциации воды

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad \text{при } 298 \text{ K}$$

При повышении температуры возрастают концентрации ионов H^+ и OH^-

T, K	273	293	298	323	353	373
$([\text{H}^+] = [\text{OH}^-]) \cdot 10^7$	0,34	0,78	1,05	2,44	5,02	7,40



Ионное произведение воды K_w

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$K_w = K[H_2O]$$

$$[H_2O] \approx C_{H_2O} = \frac{m}{MV} = \frac{1000}{18 \cdot 1} = 55,56 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$

$$K_w = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14} \quad \text{при } T=298 \text{ К}$$

При повышении температуры K_w увеличивается

$t, ^\circ\text{C}$	25	50	70	100
$K_w \cdot 10^{14}$	1,0	5,5	15,8	55,0



Концентрации ионов H^+ и OH^-

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

↙ ↘

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \qquad [OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$$

Расчет $[H^+]$ и $[OH^-]$ в 0,01 М растворе NaOH



$$[OH^-] = C_{NaOH} = 10^{-2} \text{ моль / л}$$

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ моль/л}$$



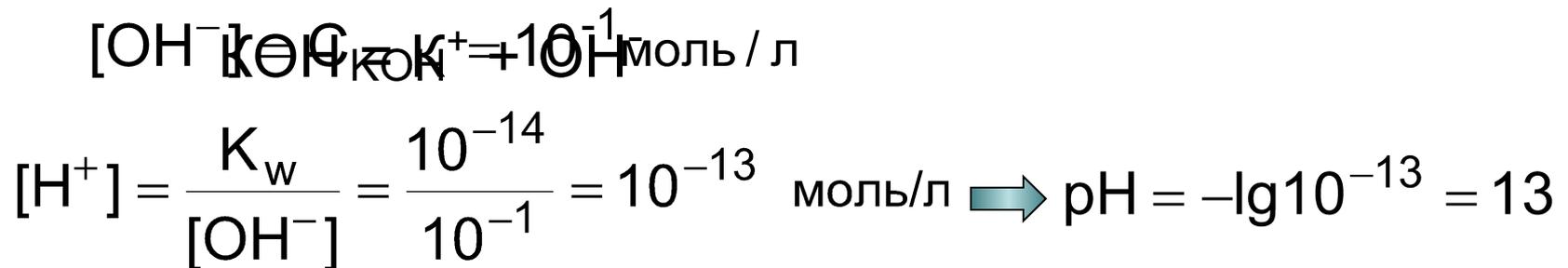
Водородный показатель pH

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

- Расчет pH 0,01 М раствора соляной кислоты



- Расчет pH 0,1 М раствора гидроксида калия





Расчет pH 0,01 М раствора HBrO

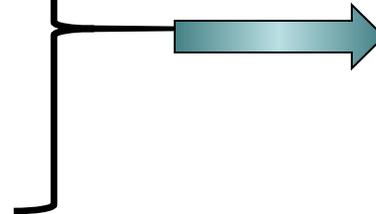
HBrO - слабый электролит



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{BrO}^-]}{[\text{HBrO}]} = 2,2 \cdot 10^{-9}$$

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

$$[\text{HBrO}] \approx C_{\text{HBrO}}$$



$$K = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_{\text{HBrO}}}$$

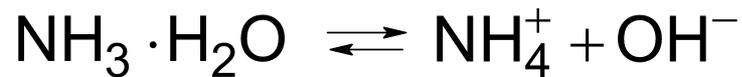
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K \cdot C_{\text{HBrO}}} = \sqrt{2,2 \cdot 10^{-9} \cdot 0,01} = 4,7 \cdot 10^{-5} \text{ моль / л}$$

$$\text{pH} = -\lg(4,7 \cdot 10^{-5}) = 4,3$$



Расчет pH 0,01 М раствора аммиака

Гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - слабый электролит



$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] \approx C_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}$$

$$K = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K \cdot C_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2}} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(4,2 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$

$$\text{pH} = 14 - 3,4 = 10,6$$



Количественные характеристики среды

- Нейтральная среда

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_W} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$$

- Кислая среда

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \quad [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$\lg[\text{H}^+] > \lg 10^{-7}$$

$$-\lg[\text{H}^+] < 7$$

$$\text{pH} < 7$$

- Щелочная среда

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \quad [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$\lg[\text{H}^+] < \lg 10^{-7}$$

$$-\lg[\text{H}^+] > 7$$

$$\text{pH} > 7$$



Значения рН в различных средах

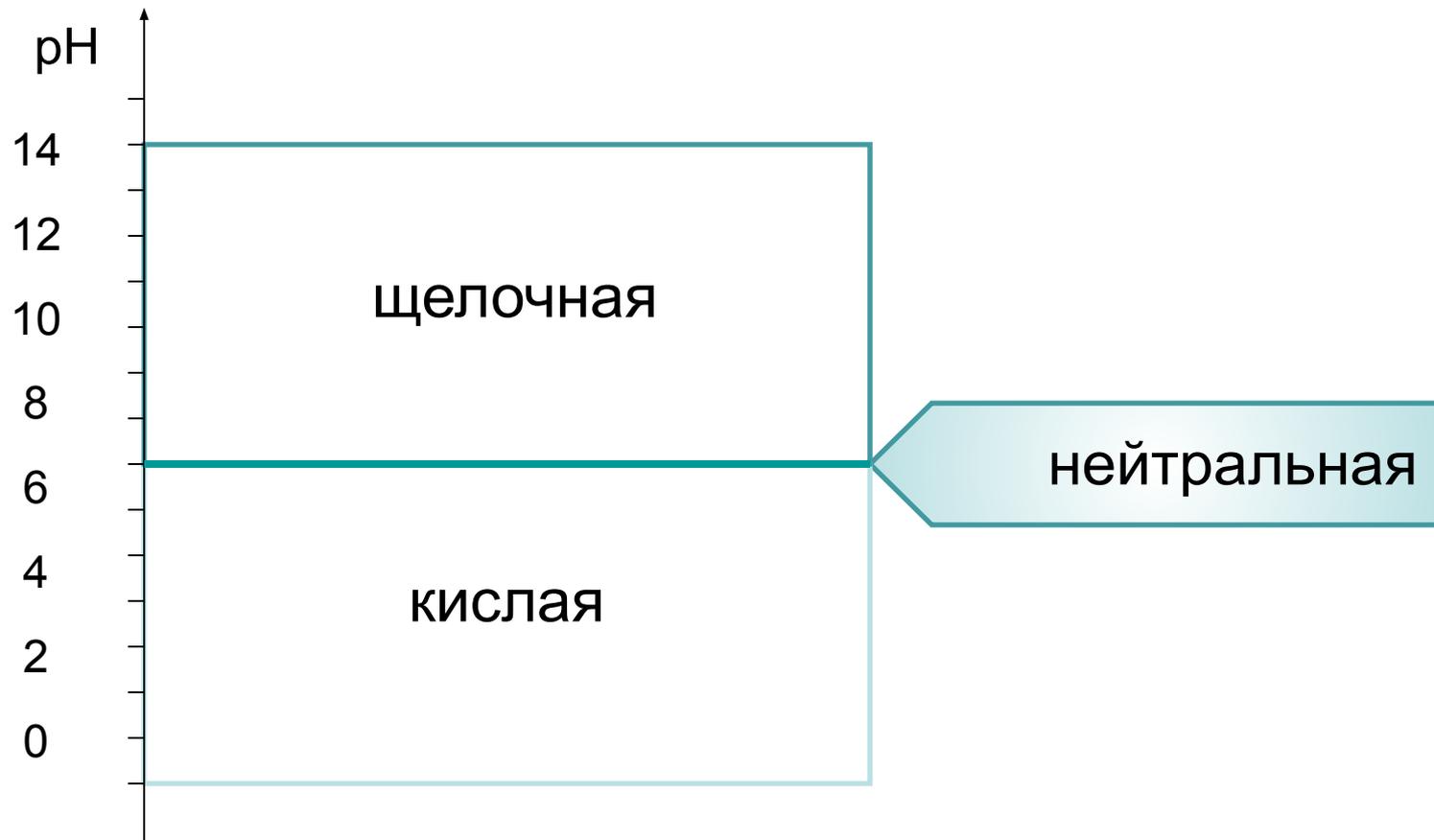
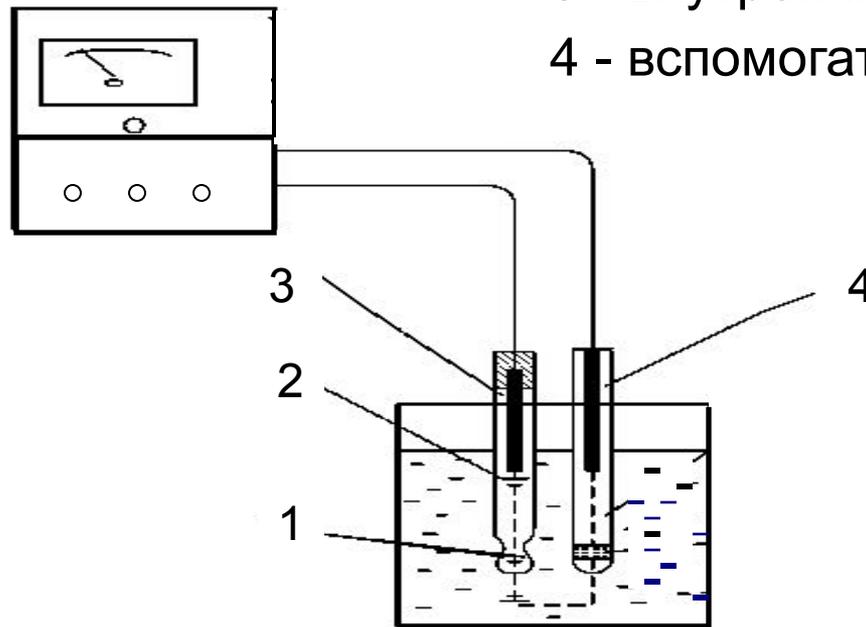


Схема измерения pH раствора

- 1 - полый шарик из стекла
- 2 - стеклянный электрод
- 3 - внутренний контактный электрод
- 4 - вспомогательный электрод



Прибор для измерения pH



pH-метр «ЭКСПЕРТ-pH»

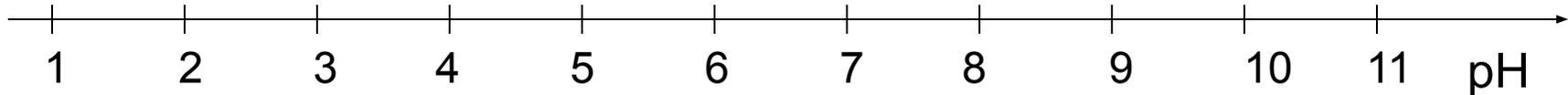
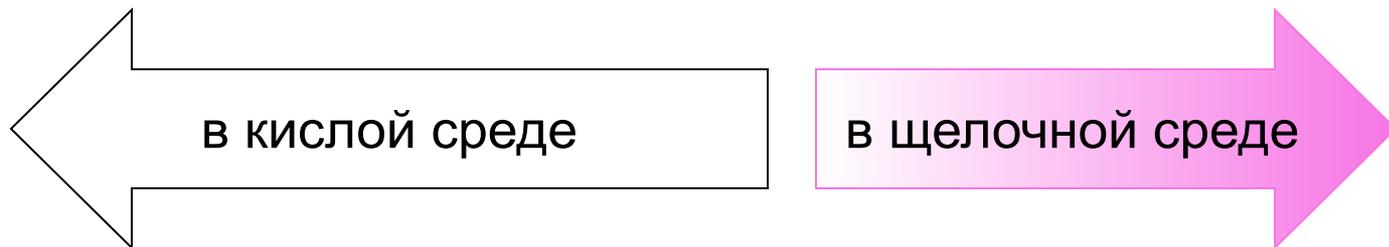


Индикатор фенолфталеин



бесцветный

малиновый



преобладает
молекулярная форма

преобладает
ионная форма

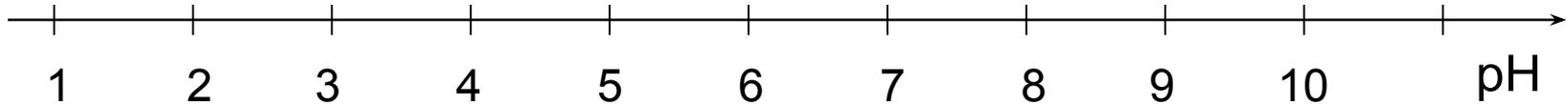
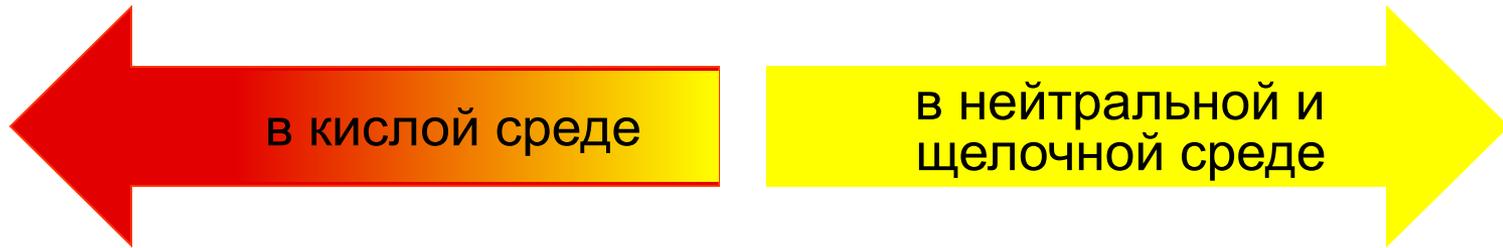


Индикатор метиловый оранжевый



красный

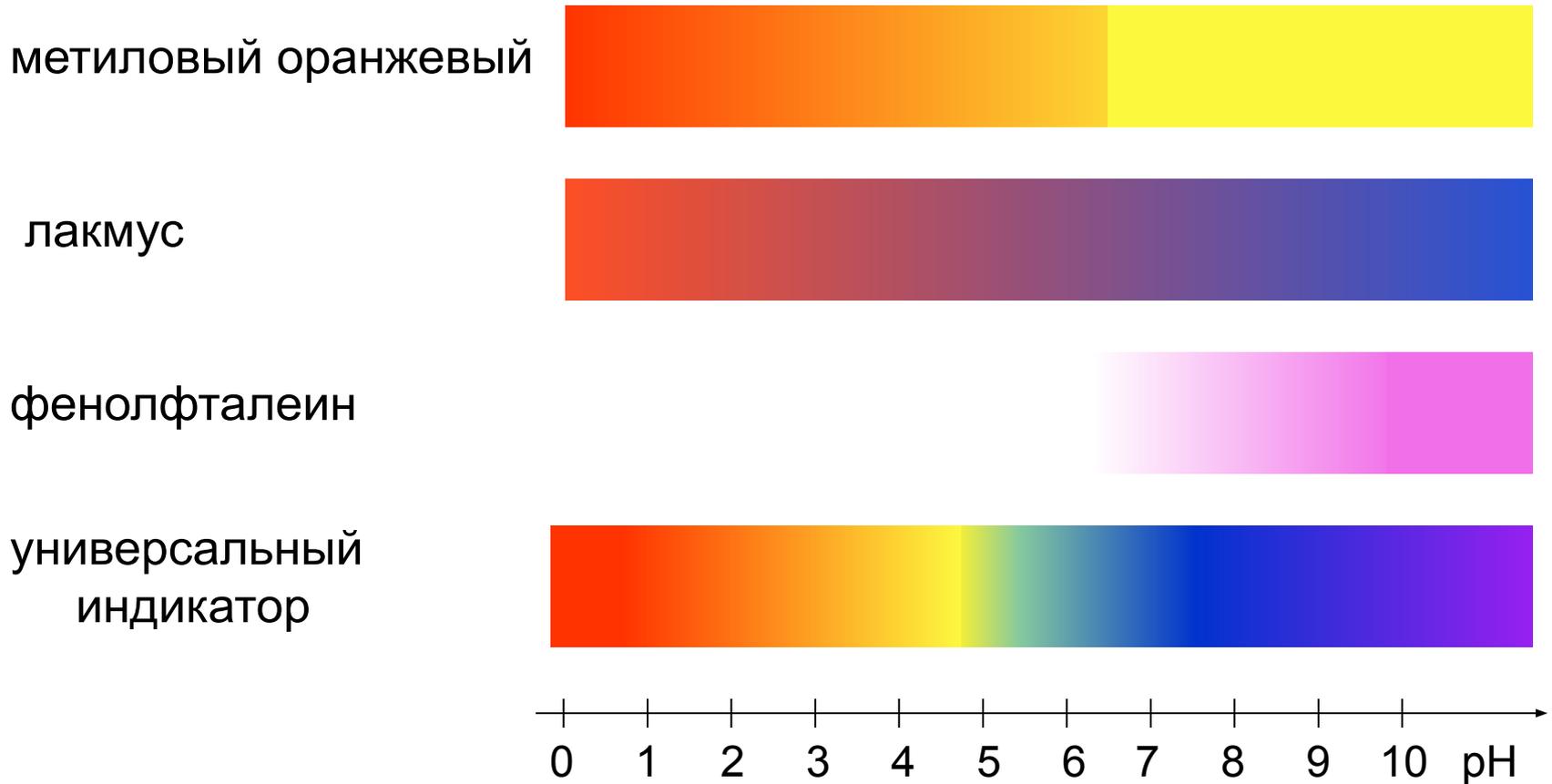
желтый



преобладает
молекулярная форма

преобладает
ионная форма

Кислотно-основные индикаторы





Ацетатный буферный раствор

– смесь уксусной кислоты и ее соли



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



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

$$\left. \begin{array}{l} [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx C_{\text{кислоты}} \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx C_{\text{соли}} \end{array} \right\}$$

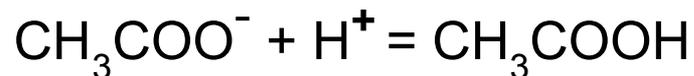


$$[\text{H}^+] = \frac{K \cdot C_{\text{кислоты}}}{C_{\text{соли}}}$$

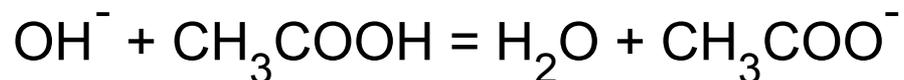
pH не изменяется

при разбавлении

при добавлении сильной кислоты



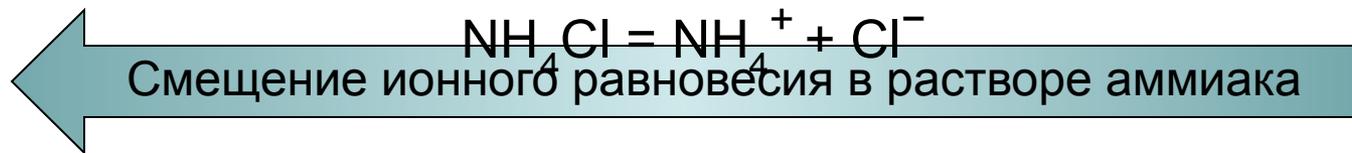
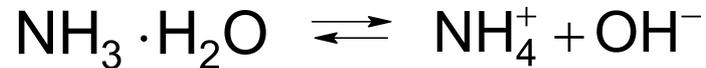
при добавлении щелочи





Аммиачный буферный раствор

– водный раствор аммиака с добавлением соли аммония



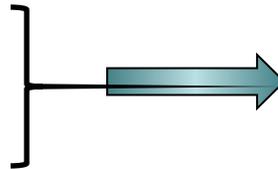
$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]}$$



$$[\text{OH}^-] = \frac{K \cdot [\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] \approx C_{\text{NH}_3}$$

$$[\text{NH}_4^+] \approx C_{\text{соли}}$$

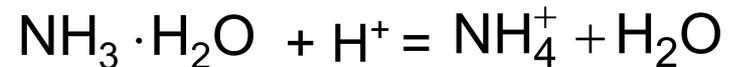


$$[\text{OH}^-] = \frac{K \cdot C_{\text{NH}_3}}{C_{\text{соли}}}$$

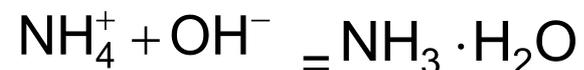
pH не изменяется

при разбавлении

при добавлении сильной кислоты



при добавлении щелочи





Заключение

- Электропроводность чистой воды обусловлена ее автопротолизом. Вода проявляет свойства слабого электролита
- Для воды и разбавленных водных растворов значение ионного произведения воды при данной температуре является постоянной величиной
- Водородный показатель pH является количественной характеристикой кислотности или щелочности среды
- Определение pH проводят с помощью приборов (pH-метров); для приблизительной оценки pH используют кислотно-основные индикаторы
- Буферные растворы применяют для создания и сохранения постоянства значений pH раствора в определенном диапазоне



Рекомендуемая литература

- Никольский А.Б., Суворов А.В. Химия. - СПб: Химиздат, 2001
- Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. - М.: Высш. шк., 1994
- Карапетьянц М.Х. Общая и неорганическая химия. - М.: Химия, 2000
- Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. - М.: Высш. шк., 2007
- Неорганическая химия. В 3 т. Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии. Под ред. Ю. Д. Третьякова. - М.: Академия, 2004
- Гаршин А.П. Неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, формулах, химических реакциях. - СПб.: Лань, 2000