



تذويب الاصلاح في الماء فكله ايونات موجبة وسالبة



تتكون الاصلاح من تفاعل قاعية مع حمضية
ليس هنالك اصلاح حمضية اذ قوتها

التعد Cl^- قوة حامضية ، اشد K^+ شو قاعدية

تميؤ الاصلاح

حينما يذوب الملح في الماء ، تتفاعل بينه ايونات تتكونه (تميؤ)

سعيقة لتتفاعل مع نوعية ايونات المتعميؤة (اي مع نوعية الملح)

انواع الاصلاح



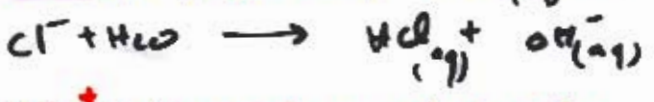
① الملح ينتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية



لا يحدث
قاعدة قوية $NaOH$
حمض قوي HCl

$PH = 7$

∴ $10^{-7} =$ فقط الحادته تاتي بالماء
② الملح ينتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة



لا يحدث
حمض قوي HCl
قوة ايزراه



∴ سيكون اشد بقايد (NH_4^+) كمية H_3O^+ لانه تتركز (H_3O^+) بزيادة في المحلول
∴ $[H_3O^+] =$ ينتج من اشد بقايد + ينتج من تأييد بالماء

$K_a = \frac{K_w}{K_b}$ $PH > 7$

③ الملح ينتج من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية



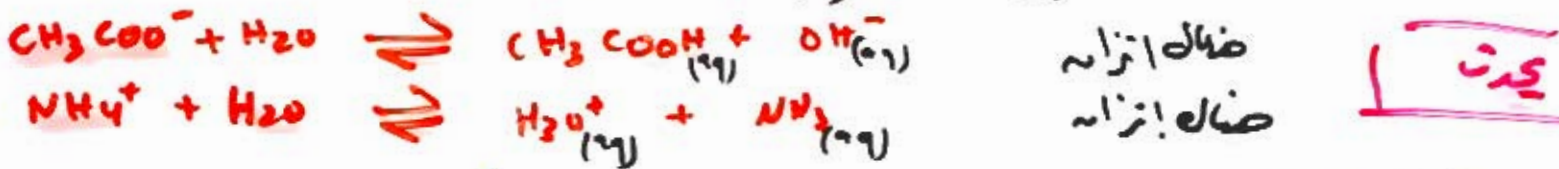
لا يحدث
قاعدة قوية
قوة ايزراه

∴ سيكون اشد قوتها (CH_3COO^-) كمية OH^- لانه بزيادة تركيز $[OH^-]$ في المحلول
∴ $[OH^-] =$ ينتج من تأييد بالماء + ينتج من تأييد اشد بقايد

$PH > 7$

$K_b = \frac{K_w}{K_a}$

86 $CH_3COOH + NH_3 \rightarrow CH_3COONH_4$ المثلج الناتج و تفاعل قاعته ضعيفة و كبريتا ضعيف



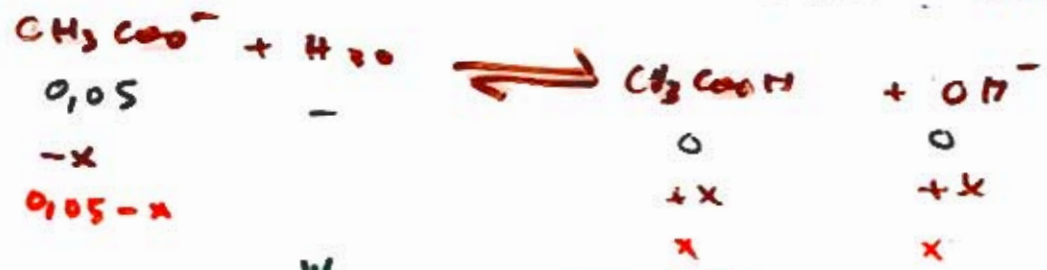
تتخذ pH للحلول مع قيمة K_a للحمض ، K_b للقاعدة التي تكونت منها على حسب

- ① $K_b = K_a$ فالحلول ستكون له $pH = 7$ متعادلة
- $K_b < K_a$ فالحلول ستكون له $pH > 7$ حمضية
- $K_b > K_a$ فالحلول ستكون له $pH < 7$ قاعدية

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{K_b}}$$

$K_a =$ ابرية الموجبة
 $K_b =$ ابرية السالبة
 pH ستحسب حسب المعادله التالي

مثال حاسي pH لحلول نيتروسه اذاب 0,05 م في 1 لتر من الماء CH_3COONa على انه K_a لخفضه $= 1,8 \times 10^{-5}$



التركيز الابتدائي
الاصغر لتركيز
التركيز منه لانتزاه

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$K_b = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{x \cdot x}{0,05-x} = 5,6 \times 10^{-10}$$

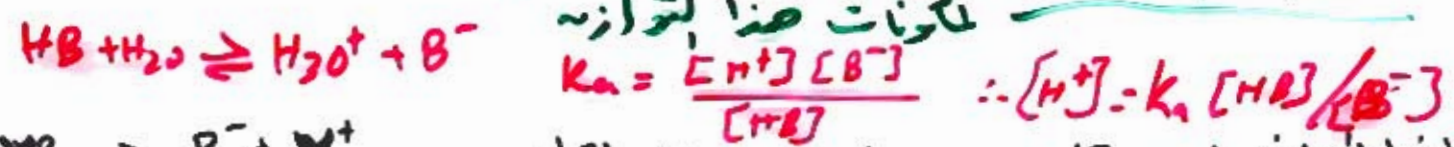
* ندير x صغير بالمتنا
0,05 لانه اقل

$$x = \sqrt{(0,05)(5,6 \times 10^{-10})} = 5,3 \times 10^{-6}$$

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{5,3 \times 10^{-6}} = 1,9 \times 10^{-9}$$

$$\therefore pH = -\log [H^+] = -\log [1,9 \times 10^{-9}] = 8,72$$

تأثير ايونيه \rightarrow تتركب به بتاثير اناج من اضافة ملح ! توازنه قائم يتكونه ايونه صاف



$HB \rightarrow B^- + H^+$
 اذا اصبنا ملح HB سينداد تركيز B^- وينزاع لتوازن
 ! ايسب ، حسب في شاطبيه وضعي pH للحلول

$$pH = pK_a + \log \frac{[B^-]}{[HB]}$$

معادله هندرسون - هاسلباين



$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$ $\therefore [OH^-] = K_b \frac{[B]}{[BH^+]}$ ①



$pOH = pK_b + \log \frac{[BH^+]}{[B]}$ معادلة هيندرسون-هاسلبلاتش الثانية

مثال: احس تركيز $[H^+]$ في محلول مائي طفيف لحمض CH_3COOH له تركيز $0.1 M$ عند ما نضيف $0.15 M$ من ملح CH_3COONa اذا علمنا بان K_a لحمض $CH_3COOH = 1.8 \times 10^{-5}$ ؟



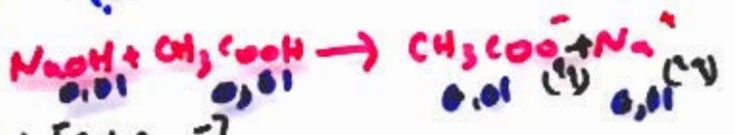
$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ معادلة هيندرسون-هاسلبلاتش

$pH = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \frac{0.15}{0.1}$
 $= 4.74 + 0.17 = 4.91$

$\therefore [H^+] = \text{anti-log}(pH) = \text{anti-log}(-4.91) = 3.6 \times 10^{-6}$

المعايير المختلطة: هو ما يلي pH امامه حمض ضعيف وملح اضعف منه وحمض قوي اضعف منه قوي.
- تتميز بـ pH متغير بين 4 و 10
- للمحلول اضعف بيولوجية (الدم).

مثال: احس pH للمحلول بعد اضافة $0.01 M$ من $NaOH$ من محلول $0.1 M$ من حمض CH_3COOH ؟



$\therefore [CH_3COO^-] = 0.01 + 0.01 = 0.02 M$
 $[CH_3COOH] = 0.1 - 0.01 = 0.09 M$

$\therefore pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$
 $= -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \frac{0.02}{0.09}$
 $= 4.74 + 0.175 = 4.915$

الحل: اذا اضعفنا $NaOH$ تتفاعل مع الحمض اضعف منه $[CH_3COO^-]$ وتزيد الحمض اضعف منه $[CH_3COOH]$

لا يؤثر pH عند 0.9%