

مثال 10

حلول غيري عن  $\text{NaOH} + \text{HCl}$  نسبة 3:1 عن كترلي  
 35 ml من المحلول يتكافئ مع 35.4 ml من 0.09 N  $\text{HCl}$   
 ونسبة كل منهما .

$$0.09 \times 35.4 = N \times 25$$

$$N = 0.09144 \quad (\text{NaOH} + \text{KOH})$$

$$0.09144$$

$$\frac{\quad}{4} = 0.02286$$

للوزر كغرام

 $\text{NaOH}$ 

0.02286

من كغرام

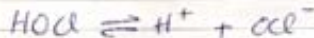
 $\text{KOH}$  $3 \times 0.02286$ 

$$\text{wt}(\text{NaOH}) = 0.02286 \times 40 = 0.9144 \text{ gm}$$

$$\text{wt}(\text{KOH}) = 3 \times 0.02286 \times 56 = 3.84 \text{ gm}$$

مثال 11

احسب تركيزه جمع المواد المذابة في المحلول تركيزه 0.15 M من حامض  
 الهيدروكلوريك  $\text{HCl}$  . ما هي قيمة pH لهذا المحلول وما هي تركيزه  
 المولية لآيون كلوريد الكلور  $\text{Cl}^-$  ان ثابت تفكك  $\text{HCl}$   $3.2 \times 10^{-8}$



$$0.15 \quad 0 \quad 0$$

$$0.15 - x \quad x \quad x$$

Subject: \_\_\_\_\_  
Date: \_\_\_\_\_

$$9.2 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{0.15 - x}$$

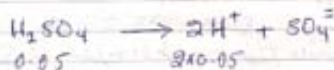
$$x = [H^+] = [OAc^-] = 7 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{7 \times 10^{-5}} = 1.4 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$pH = 4.15$$

$$\begin{aligned} \% \text{ of dissociation} &= \frac{7 \times 10^{-5}}{0.15} \times 100 \\ &= 0.046\% \end{aligned}$$

\* مثال في ما حجم  $H_2SO_4$  تركيزه  $0.05M$  في  $1000ml$  من محلول  $Ca^{2+}$  تركيزه  $0.1M$  والنتيجة الخاضعة مسارة  $\Delta$  كل من طرفي المحلول  
 $K_a = 1.5 \times 10^{-2}$



$$2 \times 0.05 \times V_1 = [H^+] \times 1000$$

$$0.1 \times V_1 = \sqrt{K_a C_a} \times 1000$$

$$0.1 \times V_1 = \sqrt{10^{-5} \times 10^{-1}} \times 1000$$

$$0.1 V_1 = 10^{-3} \times 1000$$

$$V_1 = 10 \text{ ml}$$

## الحالين المتطرفين

### Buffer Solutions

تتكون المحاليل المتظمة من مزيج من مادة حمضية واحدة أو أكثر أو من  
مركبات قابلة للتحلل مائية الأيونية ومنه نلاحظ هذه الحالات التي تتغير  
التغير في  $pH$  من الحمضية إذا ما أضفنا للمحلول كمية قليلة من مادة  
قلوية أو قاعدة ضعيفة.

سؤال 1: نفرض ان لدينا لتر من ماء مقطر ( $pH = 7$ ) ثم أضفنا إليه  
100 ml من حمض الهيدروكلوريك  $0.1N$  او (1) ml من هيدروكسيد  
الصوديوم  $0.01N$  ماذا يحدث؟

$$1 \times 0.1 = N \times 1000 \Rightarrow N = 10^{-4} = [H^+] \Rightarrow pH = 4$$

$$1 \times 0.01 = N \times 1000 \Rightarrow N = 10^{-5} = [OH^-] \Rightarrow pOH = 5$$

$$\text{or } 1 \times 0.1 = N \times 1000 \Rightarrow N = 10^{-4} = [OH^-] \Rightarrow pH = 9$$

From  $pH = 7$  to  $pH = 4$  by 1ml  $0.1N$  HCl  $pH = 4$

From  $pH = 7$  to  $pH = 9$  by 1ml  $0.01N$  NaOH  $pH = 9$

سؤال 2: إذا كان لدينا لتر من محلول  $0.0001N$  HCl أضفنا  
100 ml من  $1N$  HCl او (1) ml من  $1N$  NaOH  
ماذا يحدث؟

$$\textcircled{1} 1000 \text{ ml} \times 0.0001N = 0.1 \text{ meq HCl}$$

$$1 \text{ ml} \times 1N = 1 \text{ meq HCl}$$

$$0.1 + 1 = 1.1 \text{ meq HCl}$$

1.1

$$\frac{1.1}{1000} = 0.0011 \text{ N HCl}$$

$$\text{pH} = 2.96 \approx 3$$

∴ pH: from 4 to 3

(2) NaOH

$$1 \times 1 = 1 \text{ meq NaOH}$$

$$1 - 0.1 = 0.9 \text{ meq NaOH}$$

$$\frac{0.9}{1000} = 9 \times 10^{-4} [\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = 3 \text{ and } \text{pH} = 11$$

∴ pH: from 4 to 11

\* إذا كان لدينا لتر من محلول حمض ضعيف وعلقت من  
 عاملين الماء واضربت (المزدوج) أو محلول لحوالي متعدي ضعيف  
 وعلى من هو (المتوسط) وكلاهما لا يمتزجان مع بعضهما البعض  
 لا بل أو كذا في كمية من عامل HCl أو NaOH ويحدث التراكيب  
 التي استقرت في النهاية أي ماذا يحدث؟

\* نلاحظ أن التغير في pH للمزيج الذي نتحدث عنه هنا  
 أو متعدي يحدث تغيراً كبيراً ملحوظاً مع التراكيب المتعددة

ان لكل محلول منظم قدرة معينة لتقبل كميات الحامض القوي أو القلوي القوي بحيث ان يتغير الـ pH القوي في اقل تغيراً فمثلاً يكون هذه القدرة قدرة المحلول المنظم

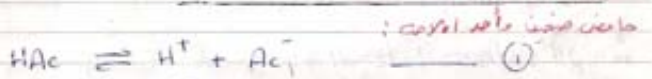
**Buffer Capacity**

تقدم هذه القدرة على عاملين  
1. النسبة بين درجة التركيز الحرة للملح والحامض وقص القدرة اعني بين  
الحامض عند ما يتساوى تركيز الملح والحامض . توجد هذه عند منتصف  
المعادلة ( pH = pKa )

اذا اصبحت 50 مللر من محلول NaOH الى 100 مللر من ذلك HAc  
المساوي له في كمية الهالوجينات فان المحلول يصبح على تركيزين  
متساويين من حامض الخليق وقلواته المتساويين .

2. درجة تركيز كل من الملح والحامض فتزداد القدرة كلما زادت  
درجة التركيز .

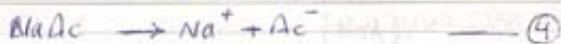
**\* حساب الـ pH القوي في المحاليل المنظمة :**



$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]}$$
 (2)

$$[H^+] = K_a \frac{[HAc]}{[Ac^-]}$$
 (3)

تركيز ايون الهيدروجين هو من  $K_a$  وكان نسبة تركيز الحامض  
الصغير الى تركيز ايون الكلور



من المعادلة (4) يتضح ان:

تركيز  $[\text{HAc}]$  في حالة التوازن = تركيز  $[\text{HAc}]$  الكلي -  $[\text{H}^+]$

$$[\text{H}^+] = [\text{Ac}^-]_1$$

من المعادلة (4):

$$[\text{NaAc}] = [\text{Ac}^-]_2$$

من التركيب الكلي  $[\text{Ac}^-]_1 + [\text{Ac}^-]_2 = [\text{Ac}^-]$

$$[\text{NaAc}] + [\text{H}^+] =$$

بالقوسين في المعادلة (3):

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{HAc}]_{\text{كلي}} - [\text{H}^+]}{[\text{NaAc}] + [\text{H}^+]} \quad \text{--- (5)}$$

في تركيز  $[\text{H}^+]$  صغيراً مقارنة بالتركيز الكلي لـ  $[\text{HAc}]$  و  $[\text{NaAc}]$

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{HAc}]}{[\text{NaAc}]} \quad \text{--- (6)}$$



$$[H^+] = K_a \times \frac{[Acid]}{[Salt]} \quad \text{--- (7)}$$

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \frac{[Acid]}{[Salt]} \quad \text{--- (8)}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[Salt]}{[Acid]} \quad \text{--- (9)}$$

\* قاعدة هيندerson-هاسلبلوم :  $pH = pK_a + \log \frac{[Salt]}{[Acid]}$

$$pOH = pK_b + \log \frac{[Salt]}{[Base]} \quad \text{--- (10)}$$

$$pH = pK_w - pK_b - \log \frac{[Salt]}{[Base]} \quad \text{--- (11)}$$

في الحالة (9) إذا كان تركيز الحمض يساوي تركيز المصالح

$$pH = pK_a \quad ; \quad \text{نصف$$



## التطبيقات العملية للمحاليل المنظمة:

بعد المعايرة يجري في وسط له  $pH$  معين وذلك باختيار  
 حافض لوني أو مادة صوفية - كما ثابت نأين قريب من ال  $pH$   
 المطلوب ثم يختار نسبة من الحافض الصغيف وتكون أو من كفاية  
 الصغيف وطرق بحيث تكون هذه النسبة مع ثابت كفاين ال  $pH$   
 المطلوب.  
 تستخدم محاليل منظمة لتركيب بين 0.05 و 0.1 مولي.

$$pH = pK_a \pm 1$$

أي يكون فيها تركيز الملح ال تركيز  
 الحافض أو تركيز الملح ال تركيز الحافض من 10

$$\frac{10}{1} \text{ to } \frac{1}{10}$$

\* مثال 1  
 عندنا يكون الحجم متساوية

منه 100 ml من 0.1 N HAc مع  
 100 ml من 0.1 N NaAc  
 $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

1. ال  $pH$  للحل الناتج

2. التغيير ال  $pH$  عند إضافة 20 ml من 0.1 N HCl

3. ال  $pH$  عند إضافة 20 ml من 0.1 N NaOH

$$\textcircled{1} \quad pH = -\log K_a - \log \frac{\text{Acid}}{\text{Salt}}$$

Subject: \_\_\_\_\_

Date: \_\_\_\_\_

$$pH = 5 - \log \frac{0.1/2}{0.1/2}$$

$$\text{meq. HAc} = \frac{0.1 \times 100}{200}$$

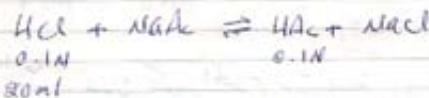
$$pH = 5$$

$$\textcircled{2} \quad \text{meq. HCl} = 0.1 \times 20 = 2$$

$$\text{meq. HAc} = 0.1 \times 100 = 10$$

$$\text{meq. NaAc} = 0.1 \times 100 = 10$$

(H<sup>+</sup>) الختام من الكاف من Ac مع [Ac] ومن تركيزه [H<sup>+</sup>] تركيزه [H<sup>+</sup>] ويزداد تركيزه [HAc] من [H<sup>+</sup>]



$$pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a} \quad \Delta pH = \pm 0.2$$

$$pH = 5 + \log \frac{8}{12} \Rightarrow pH = 4.82$$

$$\textcircled{3} \quad pH = 5 + \log \frac{12}{8} \Rightarrow pH = 5.18$$



\* 100 ml

100 ml حجم المحلول ونريد كلوريد الأمونيوم المتركب افترض ان حجمه 100 ml  
 من كل من هاتين المحالين  $pH = 10$  اذا كانت التركيز المولي للمحلول  $0.2 M$  هاتين  
 المحالين  $pH_B = 4.76$  تركيزه  $14.8 M$

$$0.2 = \frac{x}{53.5} \times \frac{1000}{100} \quad \text{Mwt NH}_4\text{Cl} = 53.5$$

$$x = 1.07 \text{ gm}$$

$$pOH = 14 - 10 = 4$$

$$4 = pK_b + \log \frac{(\text{Salt})}{(\text{Base})}$$

$$4 = 4.76 + \log \frac{0.2}{(\text{NH}_3)}$$

$$\log \frac{0.2}{(\text{NH}_3)} = -0.76 \Rightarrow \log (\text{NH}_3) = 0.061$$

$$(\text{NH}_3) = 1.15$$

$$100 \times 1.15 = 14.8 \times V$$

$$V = 7.8 \text{ ml}$$

مثال 1  
 كيف نحضر محلول مخفف لحمض لثروايمر ممتدة pH 8.5 تساري 8.5  
 وذلك باستخدام أن حمض حمض سيانيد (السيانيد) علماً أن ثابت  
 تأين حامض HCN يساوي  $1.3 \times 10^{-9}$

الحل: ①

إن المحلول المراد تحضيره يتألف من الحامض لضعيف HCN والأيون  
 القوي  $CN^-$  لهذا الحامض منه قيمة pH المطلوبة نجد قيمة تركيز  
 أيون الهيدروجين.

$$pH = -\log[H^+] = \log \frac{1}{[H^+]} = 8.5$$

$$[H^+] = 3.2 \times 10^{-9} \text{ mole/l}$$



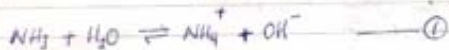
$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} = 1.3 \times 10^{-9}$$

$$\frac{[CN^-]}{[HCN]} = \frac{1.3 \times 10^{-9}}{3.2 \times 10^{-9}} = 0.41$$

ويمكن الحصول على هذه النسبة بطريقة سيانيد (السيانيد) ونسبة  
 بطريقة إضافة حامض قوي لتكوين كمية متساوية من الحامض  
 HCN



سؤال: محلول منظم يتألف من 0.15 مول من الأمونيا مضافاً إليه نفس كمية من الماء. ما قيمة  $K_b$  للـ  $NH_4Cl$  التي يجب أن تصافى لـ هذا المحلول لتصبح قيمة  $pH$  مساوية لـ 9.4 عند درجة حرارة  $25^\circ C$



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow [OH^-] = K_b \frac{C_b}{C_s}$$

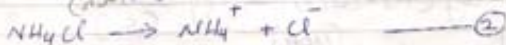
نفس كمية امونيا المضافة اليه

$$-\log [H^+] = pH = 9.4$$

$$[H^+] = 3.98 \times 10^{-10}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.98 \times 10^{-10}} = 0.25 \times 10^{-4}$$

$$[NH_3] = \frac{0.15}{0.5} = 0.3 \text{ mol/L} \quad \text{التركيز المبدئي}$$



$$pOH = -\log K_b - \log \frac{C_b}{C_s}$$

$$[OH^-] = K_b \frac{C_b}{C_s}$$

$$\frac{C_b}{C_s} = \frac{OH^-}{K_b}$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 9.4 = 4.6$$

$$[OH^-] = 2.5118 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\frac{C_b}{C_s} = \frac{2.5118 \times 10^{-5}}{1.9 \times 10^{-5}} = 1.3959$$

$$C_b = \frac{0.15}{0.5} = 0.3 \text{ mol/L}$$

$$C_s = \frac{0.3}{1.3959} = 0.215 \text{ mol/L}$$

$$0.215 = \frac{(x)}{57.5} \times \frac{1000}{500}$$

$$x = 5.75 \text{ gm} \quad \text{وزنه الملح الاخرى احبته}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[NH_4^+][0.25 \times 10^{-4}]}{[0.3]} \quad \text{كل آخر:}$$

$$[NH_4^+] = 0.215 \text{ mol/L}$$

هذه العملية هي مجموع تركيز ايونات الامونيوم المتبقي وتركيز ايونات الهيدروكسيد الناتج من التحلل الذاتي والمركب يساوي تركيز ايونات الهيدروكسيد.