

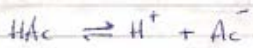
Subject: _____
Date: _____

$$[OH^-] + [NH_4^+] = 0.215$$

$$[NH_4^+] = 0.215 - 0.25 \times 10^{-4} \approx 0.215$$

تم حساب عدد فراغ الهيدروجين

مثال: اصبحت القيمة في pH لـ 0.05 مولاري من HAc في 0.05 مولاري من NaAc عند نقطة التكافؤ. قارن بين pH مع pH لـ 0.001 مولاري من HAc و NaAc (0.001 مولاري من HAc الكافي من HAc و NaAc)



$$pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a} \quad K_a = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$pH = pK_a = 4.75 \text{ (1)}$$



$$[HAc] = 0.05 + [H^+]_{HAc} = 0.051 \text{ mol/L}$$

$$[Ac^-] = 0.05 - [H^+]_{HAc} = 0.049 \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s} = 1.76 \times 10^{-5} \times \frac{0.051}{0.049}$$

$$pH = 4.74 \text{ (2)}$$

pH = 3 (for 0.001 M)

Subject: _____
Date: _____

$K_a = 1.7 \times 10^{-4}$
 $pK_a = 3.77$

حاصل التوازن

مثال

حده لكل منظم تركيزه (0.01) محلول من كل من حامض الفورميك HCOOH وعورمات الصوديوم HCOONa. ما لك pH للمحلول؟
 ما لك pH للمحلول لو اضيف 0.002 مولاري من NaOH؟
 ما لك pH للمحلول لو اضافة 0.002 مولاري للمحلول المنظم؟
 ما لك pH للمحلول لو اضافة 0.01 مولاري من NaOH الى تركيز المحلول المنظم اصبح (0.1) مولاري من (0.01) مولاري؟

المحلول المنظم = $pH = 3.77$
 بعد اضافة NaOH = $pH = 3.92$
 NaOH = $pH = 11.3$
 مع كل منظم (0.1) مولاري = $pH = 3.77$

مثال 1 ما لك

ما لك pH والسيئة المتوقعة لتعلق كل من (0.01) مولاري من حامض الخليق مع وجود 0.02 (0.01) مولاري من NaAc



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

$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

0.02	0.01	0.005	0.002	0.001	0.0	Cs
5.1	4.8	4.5	4.1	3.8	3.37	pH
0.09	0.18	0.35	0.84	1.5	4.1	%
		0.39			42.4	

* تأييد لايون المستقر عن درجة التأيين :

جاءت الحوامض الضعيفة والقواعد المصنفة تتأين جزئياً في المحلول
لذا عند إضافة ايون مستقر يؤدي ذلك الى خفض درجة
تأيين الحامض الضعيف .

مثال 1

عند إضافة ملح فلوريد الصوديوم الى محلول حامض الخليك
يؤدي ازدياد تركيز ايون الكلوريد الى اتحادها مع ايونات $[H^+]$
لتكوين حامض الخليك وبذلك يؤدي الى خفض درجة تأييد الحامض
ويمكنه خفض درجة تأييد الحامض الضعيف بإضافة حامض قوي
الذي وفي هذه الحالة يكونه ايون الهيدروجين هو الايون المستقر .

اي ان :

إضافة حامض HCl الى محلول حامض الخليك سوف يؤدي الى خفض
درجة تأييد الحامض الى الحد الذي يكونه تركيزه ايون الهيدروجين في المحلول
بما يزيد تركيز الحامض القوي المضاف .

ينفس الطريقة لتخفيف درجة تأييد القاعدة المصنفة وذلك بإضافة
احد ايون القاعدة المستقر او إضافة قاعدة قوية .
مثل إضافة كلوريد الامونيوم الى محلول هيدروكسيد الامونيوم يؤدي
الى خفض درجة تأييد هيدروكسيد الامونيوم .

مثال 1 احس درجة تأين حامض الخليق في (أ) محلول 0.1 M (ب) محلول 0.1 مولاري HAc و 0.05 مولاري HCl حافظ

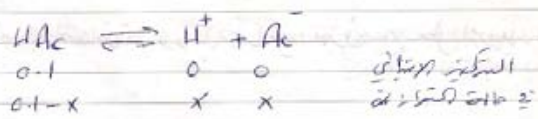
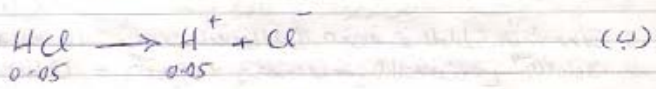
$$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$\frac{[H^+]}{[HAc]} = \text{درجة التأين}$$

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

$$[H^+] = \sqrt{0.1 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 1.34 \times 10^{-3}$$

$$\boxed{1.34 \times 10^{-3}} = \frac{1.34 \times 10^{-3}}{0.1} = \text{درجة التأين}$$



$$[H^+] = (0.05 + x)$$

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.05+x)(x)}{(0.1-x)}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{0.05x}{0.1}$$

$$x = 3.6 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[Ac^-] = 3.6 \times 10^{-5} \text{ M}$$

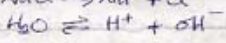
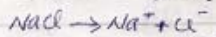
$$\therefore \boxed{3.6 \times 10^{-4}} = \frac{3.6 \times 10^{-5}}{0.1} = \text{in } 10^2 \text{ } \rightarrow$$

Es ist die Konzentration der Acetat-Ionen $x = 3.6 \times 10^{-5} \text{ M}$ und die Konzentration der Wasserstoff-Ionen $1.34 \times 10^{-2} = 0.0134 \text{ M}$

Die Konzentration der Acetat-Ionen ist $3.6 \times 10^{-5} \text{ M}$ und die Konzentration der Wasserstoff-Ionen ist $1.34 \times 10^{-2} \text{ M}$

Subject: _____
Date: _____

* انواع المحيضية للقلوي : (حامض قوي + قاعدية متوسطة)
لا يتفاعل مائياً بل يتأين كلياً

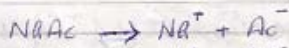


المحلول متعادل

ان الأيونات لا يوجد المائضية تبيّن في المحلول دروزة اقلاد
pH تكونه المتعادلين لا تتأثر بتراكيز الملح
وه لا يتفاعل مائياً \Rightarrow ليس له اي ثابت تعادل

* انواع المحيضية المائضية : (حامض ضعيف + قاعدية متوسطة)

أ: محيضية المحلولة المائضية للملح : مثال فترات الصوديوم



①

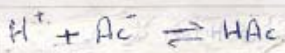
تأين تام



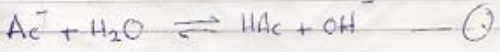
②

تأين جزئياً

تأين جزئياً : المحيضية المائضية
HAc حامض ضعيف وAc⁻ ايونات متعادلة في ذات التوازن مع ايونات H⁺ قليلة
ولاصل المتعادلة من التوازن فان تراكيز Ac⁻ الاثنائي الهادي
حيث ان يقل من فترات الاتحاد بايونات H⁺ لتكون HAc غير
المتكامل . قاعدة ليد يتأليه



ان مصدر ايونات H⁺ هو تحلل جزئيات المائضية
ولتعديل النسبة في ايونات المحيضية بحيث تحلل اكثر للمائضية
فتصبح النسبة اكثر متعادلة من ايونات المحيضية . بالنتيجة تزداد تراكيز
ايونات المحيضية بالنسبة لايونات المحيضية ويصبح المحلول متعادل



③

ب: ايجاد ثابت تفاعل الملح:

عند التوازن يميل التفاعل المائي لملاح حمض ايسيتيك:



$$K = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-][\text{H}_2\text{O}]} = K_h = K_b \text{ (for acetate)}$$

على اعتبار تركيز الماء ثابت

$$K_h = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} = K_{\text{hydrolysis}}$$

ج: درجة التفاعل المائي:

يؤثر التفاعل المائي للملاح بانه متذبذب ما يتحول منه واحد مول (الوزن الجزيئي الزاوي) من المحلول المائي للملاح عند درجات



اذا فرضنا انه كمية الملاح المتفاعلة هي (الخيم متذبذب) في حجم محلول V لتر ماء ودرجة التفاعل المائي تساوي X

$$[\text{HAc}] = [\text{OH}^-] = \frac{x}{V} \rightarrow \text{mmole or meq.} = [\quad]$$

$$[\text{Ac}^-] = \frac{(1-x)}{V}$$

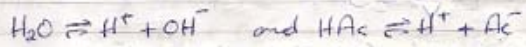
Subject:
Date:

$$K_h = \frac{[HAc][OH^-]}{[Ac^-]}$$

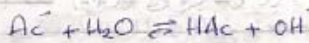
$$= \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{x}{V}}{\frac{1-x}{V}} = \frac{\frac{x^2}{V^2}}{\frac{1-x}{V}}$$

$$K_h = \frac{x^2}{V(1-x)}$$

من هذه العلاقة نستطيع حساب درجة التآكل (X) عند التآكل (V)
 كما نتردد (V) فان (X) يجب ان يزيد



تتوافق مع



$[H^+] \times [OH^-] = K_w$ and $\frac{[H^+] \times [Ac^-]}{[HAc]} = K_a$

متساوية في نفس الوقت

$[OH^-] \times [HAc] / [Ac^-] = K_h$

But $\frac{K_w}{K_a} = \frac{[H^+] \times [OH^-] \times [HAc]}{[H^+] \times [Ac^-]} = \frac{[OH^-] \times [HAc]}{[Ac^-]} = K_h$

therefore:

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

or, $pK_h = pK_w - pK_a$

في حالة المحلول المائي يتساوى مع K_w و K_a . وبما أنه K_a يتغير
تغير K_w و K_a مع درجة الحرارة .

في K_h يتأثر كثيرا بتغير درجة الحرارة .

في تركيز C و K_h أيون H^+ = K_h C

في HAc و OH^- (أيون H^+) المتساوي من التوازن التالي مع ثابت

$$[HAc] = [OH^-]$$

إذا كان C K_h المتساوي المخرج = C K_h / C

$$\frac{[HAc] \times [OH^-]}{[Ac^-]} = \frac{[OH^-]^2}{C} = K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

$$[OH^-] = \sqrt{C \cdot K_w / K_a}$$

$$\text{or } [H^+] = \sqrt{K_w \cdot K_a / C} \quad \text{since } [H^+] = K_w / [OH^-]$$

and

$$pH = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$$

$$pH = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} pC$$

في حالة المحلول المائي يتساوى مع K_w و K_a . وبما أنه K_a يتغير
تغير K_w و K_a مع درجة الحرارة .

Subject:

Date:

مثال 1: اوجد pH لتلول نترات الصوديوم (0.05M) إذا كان
 $pK_a = 4.2$ و $K_a = 6.37 \times 10^{-5}$ لحامض النيتريك

$$pH = 7.0 + 2.1 - \frac{1}{2}(1.3) = 8.45$$

مثال 2: اوجد K_h و درجة التحلل و تركيز أيون الهيدروكسيد لتلول نترات الصوديوم (0.01M) في درجة حرارة 25°C.

$$① K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.75 \times 10^{-5}} = 5.7 \times 10^{-10}$$

$$② K_h = \frac{x^2}{(1-x)V} \Rightarrow 5.7 \times 10^{-10} = \frac{x^2 \cdot (0.01)}{(1-x)}$$

$$x = 0.00024 \text{ gm} \quad \text{or} \quad 0.024\%$$

$$[] = \frac{\text{mmole}}{V}$$

$$V = \frac{1 \text{ mmole}}{0.01 \text{ M}} = 100 \text{ mL}$$

إذا المولود المائي يتحلل كلياً فإن تركيز حامض الكلريك = 0.01M
 تركيز جزيئات التحلل = 0.024%
 تركيز الحامض = $2.4 \times 10^{-6} \text{ M}$

$$pOH = 5.62 \quad \leftarrow \quad [OH^-] \text{ تركيزه} =$$

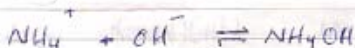
$$pH = 14 - 5.62 = 8.38$$

$$pH = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} pC = 7 + 2.38 - \frac{1}{2}(2) = 8.38$$

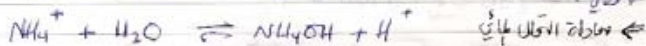
* اشرح التبريد لثابتية : (حاملات حمول + قايمة صغرة)

تقال NH_4Cl

تركيب NH_4^+ لثباتي القاي صغف فجزل من قائل اقاوم ايرنا =
الموثر كسب القامة من قائل الماء لتكوين هيدروكسيد (الحمول)
(القامة صغرة القاي) (الحمول):



وقد كذا القاي صغف جزل و تركب ايرنا = القاي صغرة و صغف القائل
قايمة



$$K_h = \frac{[H^+][NH_4OH]}{[NH_4^+]} = \frac{[Acid][Base]}{[unhydrolysed\ salt]} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$= \frac{x^2}{(1-x)V}$$

$$K_h = K_b = \text{قائل القاي}$$

$$[H^+] = [NH_4OH]$$

$$K_h = \frac{[H^+]^2}{C} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$[H^+] = \sqrt{C \cdot K_w/K_b} \quad \text{or} \quad \boxed{pH = \frac{1}{2} pK_w - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} pC}$$

Subject: _____

Date: _____

* اصعب pH بولون كلور الصوديوم (0.2 M):

$$pH = 7 - 3.37 + \frac{1}{2}(0.7) = 4.98$$

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5} \quad pK_b = 4.74$$

* اصعب المحيوت الالبي: (حامض ضعيف + قاعه ضعيف)

مثال NH₄Ac او MA



التفاعل للمول يعتمد على درجه تقابل الحامض والقاعه
اذا كان:

معاادل $K_b = K_a$ المحلول

حامضي $K_a > K_b$ المحلول

قاعدي $K_b > K_a$ المحلول

عملية التحويل الحامضي هي عملية اتحاد ايون او قاعديت ايونات
للحامض مع الماء لتكوين:

(a) حامض ضعيف او قاعه ضعيف
(b) حامض ضعيف و قاعه ضعيف (صعيب)



2 of same 1 x

$$K_h = \frac{[\text{MOH}][\text{HA}]}{[\text{M}^+][\text{A}^-]} = \frac{[\text{Base}][\text{Acid}]}{[\text{Unhydrolysed salt}]^2}$$

if x is the degree of hydrolysis of 1 mole of salt dissolved in V liters of solution, then:

$$[\text{MOH}] = [\text{HA}] = x/V$$

$$[\text{M}^+] = [\text{A}^-] = (1-x)/V$$

$$K_h = \frac{x/V \cdot x/V}{(1-x)/V \cdot (1-x)/V} = \frac{x^2}{(1-x)^2}$$

* The degree of hydrolysis and pH is independent of concentration of the solution.

Subject: _____

Date: _____

$$K_h = K_w / (K_a \times K_b)$$

$$pK_h = pK_w - pK_a - pK_b$$

$$[H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]} = K_a \times \left(\frac{x/V}{(1-x)/V} \right) = K_a \times \left(\frac{x}{1-x} \right)$$

$$\text{But } x/1-x = \sqrt{K_h}$$

$$[H^+] = K_a \sqrt{K_h} = \sqrt{(K_w \times K_a) / K_b}$$

$$\text{or } pH = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} pK_b$$

$$\text{if } K_a = K_b \Rightarrow pH = \frac{1}{2} pK_w = 7.0 \Rightarrow \text{neutral}$$

$$\text{if } K_a > K_b \Rightarrow pH < 7.0 \Rightarrow \text{acidic}$$

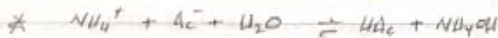
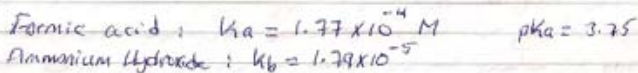
$$\text{if } K_b > K_a \Rightarrow pH > 7.0 \Rightarrow \text{basic}$$

For NH_4Ac :

$$pH = 7 + 2.38 - 2.37 = 7.1$$

وذلك لحساب pH من معادلات التوازن:

$$pH = 7.0 + 1.88 - 2.37 = 6.51$$



$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{HAc}]}{[\text{NH}_4^+][\text{Ac}^-]}$$

بضرب البسط والمقام $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$

$$= \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{HAc}] \times [\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] \times [\text{H}^+][\text{OH}^-]} \quad \begin{matrix} K_w \\ / K_b \quad / K_a \end{matrix}$$

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