الحموض والقواعد

تصنف الأحماض والقواعد إلى: (أحماض قوية وضعيفة، قواعد قوية وضعيفة)

* الأحماض والقواعد القوية: تتأين (تتفكك) بشكل كامل في الماء. لهذا يكون توصيلها للتيار الكهربائي أكبر، وتمثل بسهم في اتجاه واحد في المعادلات [⟶]

* الأحماض والقواعد الضعيفة: تتأين (تتفكك) بشكل جزئي في الماء، لهذا يكون توصيلها للتيار الكهربائي أقل، وتمثل بسهمين في اتجاهين في المعادلات [⇌]

من أشهر الأحماض والقواعد (القوية والضعيفة) : [حفظها مهم جداً]

أحماض		قواعد	
قوية	ضعيفة	قوية	ضعيفة
HCl	HF	NaOH	NH_3
HBr	HCN	KOH	N_2H_4
HI	HNO_2 نتريت	LiOH	NH_2OH
H_2SO_4	HCOOH	$Ca(OH)_2$	NH_4OH
HNO_3 نترات	CH_3COOH الخليك حمض	$Ba(OH)_2$	CH_3NH_2
$HClO_4$ كلورات	C_6H_5COOH	$Mg(OH)_2$	C_5H_5N
H_3PO_4	$HClO$		$C_6H_5NH_2$

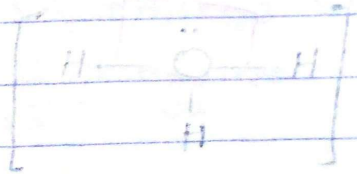
نظام بروتون واحد — أي حمض كربوكسيلي ضعيف — عناصر المجموعة الأولى — أي NH ضعيف

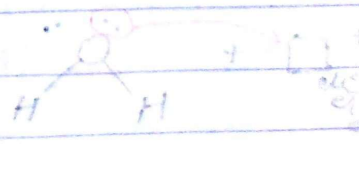
عناصر المجموعة 7 — COOH — والثانية مع OH — N جنبها H

كل بريود — أقوياء

علل: المحاليل المائية للحموض والقواعد موصلة للتيار الكهربي ؟

لأن الحموض والقواعد تتفكك في الماء إلى أيونات موجبة وسالبة حرة الحركة، تعمل على توصيل الكهرباء.





مفهوم أرهينيوس:

شروط الحموض والقواعد: لا تكون المادة حمضاً إلا بوجود H^+، ولا تكون المادة قاعدة إلا بوجود OH^-

$HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + ClO_4^-$

حمض قوي — يتفكك كلياً — سهم في اتجاه واحد

اعتبر الماء مادة وسيطة

$HCN \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + CN^-$

حمض ضعيف — يتفكك جزئياً — سهم في اتجاهين

$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{-2}$

$H_3PO_4 \xrightarrow{H_2O} 3H^+ + PO_4^{-3}$

$NH_4OH \xrightleftharpoons{H_2O} NH_4^+ + OH^-$

قاعدة ضعيفة — تتفكك جزئياً — سهم في اتجاهين

$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$

قاعدة قوية — تتفكك كلياً — سهم في اتجاه واحد

أقويا: Na, K, Ca, Ba, Mg

$Ba(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ba^{+2} + 2OH^-$

غير موجود في المنهاج الفلسطيني

لماذا لم يستطع أرهينيوس تفسير كلاً من:

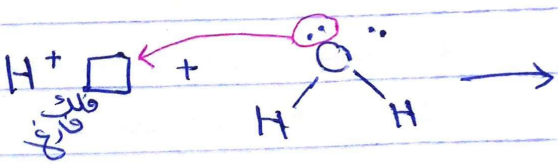
المحاليل المائية فقط

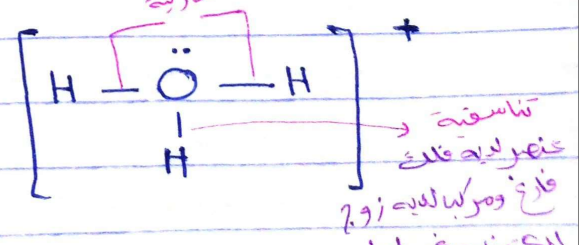
1- الخواص الحمضية لـ HNO_3 لأنها مادة خارية

2- الخواص القاعدية لمحلول CH_3NH_2 لعدم وجود OH^-

3- الخواص القاعدية لـ $NaOH_{(s)}$ لأنها مادة صلبة

$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$ هيدرونيوم





تساهمية — عنصر لديه فلك فارغ ومركب لديه زوج الكترونات غير رابط

مفهوم برونستد - لوري:

يوجد مركبات لها صفة مترددة (أمفوتيرية) ولمعرفة الحمض من القاعدة من المتردد

المركب				
متعادل		أيون موجب	أيون سالب	
يحتوي NH	لا يحتوي	حمضي	بدون H	وجود H
قاعدي	حمضي	حمضي	قاعدي	امفوتيري
N_2H_4	HCN	NH_4^+	S^{-2}	HSO_4^-
				باستثناء
				OH^-, $HCOO^-$
				قواعد دائماً

الماء H_2O مركب امفوتيري

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

حمض (يعطي H) — قاعدة (تستقبل H)

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

حمض — قاعدة

مركب عضوي حلقي

$$C_6H_5\underline{NH_2} + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$$

قاعدة — حمض

Note:

* في المركبات التي تحتوي على CHO, NH, COO فقد والكسب الـ H من يمين المركب
* المركبات الأخرى فقد والكسب الـ H من يسار المركب

تضيف وتأخذ من اليمين: COO, NH, CHO

$$\underset{\text{حمض}}{HCN} \xrightarrow{\text{قاعدة}} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$$

$$\underset{\text{قاعدة}}{NH_3} + \underset{\text{حمض}}{H_2O} \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$\underset{\text{حمض}}{CH_3NH_3^+} \xrightarrow{\text{قاعدة}} + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_2 + H_3O^+$$

$$\underset{\text{قاعدة}}{\underset{\text{أصلية}}{C_2H_5O^-}} + \underset{\text{حمض}}{H_2O} \rightleftharpoons C_2H_5OH + OH^-$$

صنف المركبات الآتية الى حمض، قاعدة، امفوتيري (متردد) :

المركب	تصنيفه	المركب	تصنيفه	المركب	تصنيفه
CO_3^{-2}	قاعدة	H_2S	حمض	H_3O^+	حمض
$HCOO^-$	قاعدة	$CH_3NH_3^+$	حمض	H_2SO_3	حمض
NH_4^+	حمض	HCO_3^-	امفوتيري	H_2O	متردد
$HCrO_4^-$	امفوتيري	O^{-2}	قاعدي	SO_3^{-2}	قاعدة

$$\underset{\text{حمض}_1}{CH_3COOH} + \underset{\text{قاعدة}_2}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{قاعدة}_1}{CH_3COO^-} + \underset{\text{حمض}_2}{H_3O^+}$$

(H_2O, H_3O^+) ، (CH_3COO^-, CH_3COOH)

$$\underset{\text{قاعدة}_1}{CN^-} + \underset{\text{حمض}_2}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض}_1}{HCN} + \underset{\text{قاعدة}_2}{OH^-}$$

(CN^-, HCN) ، (OH^-, H_2O)

$$\underset{\text{قاعدة}_1}{CH_3NH_2} + \underset{\text{حمض}_2}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض}_1}{CH_3NH_3^+} + \underset{\text{قاعدة}_2}{OH^-}$$

$(CH_3NH_2, CH_3NH_3^+)$ ، (OH^-, H_2O)

أيون سالب قاعدة

$$\underset{\text{حمض}_1}{HX} + \underset{\text{قاعدة}_2}{y^-} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض}_2}{Hy} + \underset{\text{قاعدة}_1}{X^-}$$

(y^-, Hy) ، (X^-, HX)

$$\underset{\text{قاعدة}_1}{HSO_3^-} + \underset{\text{حمض}_2}{HF} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض}_1}{H_2SO_3} + \underset{\text{قاعدة}_2}{F^-}$$

(HSO_3^-, H_2SO_3) ، (F^-, HF)

* note

مفهوم برونستد - لوري أكثر شمولاً ووافقة من مفهوم أرهينيوس الذي عجز عن تفسير قاعدة الأمونيا على سبيل المثال

أيضاً هذا المفهوم "برونستد - لوري" عجز عن تفسير الصفة الحمضية للمركبات التي لا تحتوي على H^+ مثل BF_3، واقتصار المفهوم على الحالة الغازية فقط.

مفهوم لويس

من خلال التعريفات نستنتج أن الحمض يجب أن يحوي على فلك فارغ

والقاعدة تملك زوج الكترونات غير رابط

الرابطة التناسقية: رابطة تشاركية تنشأ بين ذرتين أحدهما تقدم زوج الكترونات (قاعدة) غير رابط وأخرى تقدم فلك فارغ (حمض)

لتحديد حموض وقواعد لويس :

المركب			
حمضي		قاعدي	
أيون X^+ موجب	متعادل	أيون X^- سالب	متعادل
Ni^{+2}, Fe^{+3}, Ag^+	مركبات ذرتها المركزية	F^-, Cl^-, OH^-	مركبات ذرتها المركزية
عناصر فقط	B - Be	عناصر ومجموعات	[O, P, N]
سواء أكان أيون أحادي	$[BX_3 - BeX_2]$	فقط للأيون الأحادي	OX_2, PX_2, NX_3
أو ثنائي أو ثلاثي	يسبب حمض		* لا يعتبر قاعدة لويس

صنف المركبات الآتية إلى حمض، قاعدة حسب لويس :

المركب	تصنيفه	المركب	تصنيفه	المركب	تصنيفه
NH_3	قاعدي	BF_3	حمض	N_2H_4	قاعدة
$B(OH)_2$	حمض	Cl^-	قاعدة	NF_3	قاعدة
OH^-	قاعدي	HCO_3^-	قاعدة	H_2O	قاعدة
$HCrO_4^-$	قاعدة	Ag^+	حمضي	BeF_2	حمض

* يعني التعريف
كل التفسيرات
يعني تعريفات

فسر السلوك الحمضي لمركب CH_3COOH وفق مفهوم:

1- برونستد - لوري

2- لويس

فسر السلوك القاعدي لمركب الهيدرازين N_2H_4 عند تفاعله مع الماء حسب مفهوم:

1- برونستد - لوري

2- لويس

2020 ت

حدد حمض لويس وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:

$$B(OH)_3 + OH^- \longrightarrow B(OH)_4^-$$

(حمض) (قاعدة)

$$Cu^{+2} + 4\underline{N}H_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{+2}$$

(حمض) (قاعدة)

$$\underline{N}H_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

(قاعدة) (حمض)

حدد حمض لويس وقاعدة لويس في المركبات الآتية :

$[CO(NH_3)_4]^{+2}$ حمض لويس — قاعدة

حمض : CO^{+2} قاعدة : $4NH_3$

$[Fe(CN_6)]^{-3}$

حمض	قاعدة
Fe^{+3}	$6CN^-$

BF_4^-

حمض	قاعدة
BF_3	F^-

H_3N/BH_3

حمض	قاعدة
BH_3	NH_3

$[Cu(H_2O)_6]^{+2}$

حمض	قاعدة
Cu^{+2}	$6H_2O$

$[B(OH)_3]^-$

حمض	قاعدة
$B(OH)_2$	OH^-

الثابت الذاتي للماء والرقم الهيدروجيني :

$[OH^-][H_3O^+] = K_w$ $\quad K_w = 1 \times 10^{-14}$

عند درجة 25° س

$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$ $\quad [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$

* احسب تركيز أيونات كل من $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في الماء المقطر:

$[OH^-][H_3O^+] = K_w$

$س \times س = 1 \times 10^{-14}$

$س^2 = 1 \times 10^{-14}$ بالطرفين

$س = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر

$H_3O^+ = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر متعادل

$OH^- = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر

* احسب تركيز أيونات $[OH^-]$ في محلول إذا علمت أن $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$ مول/لتر

وهل المحلول حامضي أم قاعدي أم متعادل ؟

$OH^- = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$

$= \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11}$ مول/لتر

$OH^- = 1 \times 10^{-11}$ بما أن الصغير هو الكبير ← بنسبة للقاعدة

$H_3O^+ = 1 \times 10^{-3}$ ← بنسبة للحمض

المحلول تأثيره حمضي ، سيلك سلوك حمضي

تمرين :

H_3O^+	OH^-	السلوك
1×10^{-2}	1×10^{-12}	حمضي
0.5×10^{-9}	2×10^{-5} (بأخذ المقلوب وبعدين كم هنا ناقص -14)	قاعدي
5×10^{-8}	0.2×10^{-6}	قاعدي
1×10^{-7}	1×10^{-7}	متعادل

الأحماض القوية

تتأين بشكل كامل، وتركيزها يساوي تركيز أيوناتها

$$HA + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + A^-$$

التركيز متساوي

$[H_3O^+]$ = تركيز الحمض القوي × عدد H^+ في الحمض

$[H_3O^+] = ت_{ق} \times$ عدد H^+ في الحمض

القواعد القوية

تتأين بشكل كامل في الماء، وتركيزها يساوي تركيز أيوناتها

$$MOH + H_2O \longrightarrow M^+ + OH^-$$

التركيز متساوي

$[OH^-]$ = تركيز القاعدة القوية × عدد OH^- في القاعدة

$[OH^-] = ت_{ق}$ × عدد OH^- في القاعدة

$$\text{مولات } ن = \text{حجم } ح \times \text{تركيز } ت$$

(مول، لتر)

$$ت = \frac{ن}{ح} \quad \text{مول/لتر}$$

$$ن = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{ك}{ك.م}$$

$$ت = \frac{ك}{ك.م \times ح \text{ لتر}}$$

$$ك = ت \times ح \text{ لتر} \times ك.م$$

قانون تكم

مثال: احسب $[H_3O^+]$ في المحلول الناتج من إذابة 0,855 غم من $Ba(OH)_2$ في 500 مل ؟

(ك.م للقاعدة = 171 غ/مول)

$ك_{ق} = 0.855$ غ ، $ق = 2$

$ح = \frac{500}{1000} = 0.5$ لتر

$\frac{\text{مل}}{1000} = \frac{\text{سم}^3}{1000}$

$$ت_{ق} = \frac{ك}{ك.م \times ح \text{ لتر}} = \frac{0.855}{171 \times 0.5} = 0.01 \text{ مول/لتر}$$

$[OH^-] = ت_{ق} \times$ عدد OH^-

$= 0.01 \times 2 = 0.02$ مول/لتر

$$\frac{K_w}{OH^-} = [H_3O^+]$$

$$= \frac{10^{-14} \times 1}{0.02}$$

$= 5 \times 10^{-13}$ مول/لتر

يطلب أي كحض الحمض ويعطي المعلومات عن قاعدة

المعلومات منسوبة لكم يعني كله بنفس النطاق يعني ماينكتب قانون K_w

* احسب تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول الناتج لحمض H_2SO_4 عند تأينه بشكل تام إذا أذيب 5×10^{-3} مول منه في لتر من الماء ؟

$[H_3O^+]$ = ت حمض × عدد H^+

$= 2 \times 5 \times 10^{-3}$

$= 0.01$ مول/لتر

ن = 5×10^{-3} مول

ت = ن / 2

$= \frac{5 \times 10^{-3}}{1}$

$= 5 \times 10^{-3}$ مول/لتر

* أذيب 0.81 غم من حمض HBr في الماء النقي حجمه 200 مل ، إذا علمت أن ك.م

د HBr = 81 غم/مول

احسب : 1- تركيز الحمض HBr ، 2- تركيز $[H_3O^+]$ ، 3- تركيز $[OH^-]$

1) ت = ن / 2 = ك / ك.م × 2 لتر

$= \frac{0.81}{81 \times 0.2}$

$= 0.05$ مول/لتر

$0.2 = \frac{200}{1000}$

2) $[H_3O^+]$ = ت حمض × عدد H^+

$= 1 \times 0.05 =$

$= 0.05$ مول/لتر

3) $[OH^-] = \frac{K_w}{H_3O^+} = \frac{10^{-14} \times 1}{0.05} = 2 \times 10^{-13}$ مول/لتر

كل الحلول قاعدية

* أذيب 8 غم من NaOH في الماء النقي حجمه لتر ، إذا علمت أن ك م للقاعدة يساوي 40 غم/مول احسب 1- تركيز NaOH 2- تركيز OH^-

1) ت = ن / 2 = ك / ك.م × 2 لتر

$= \frac{8}{1 \times 40}$

$= 0.2$ مول/لتر

2) $[OH^-]$ = ت حمض × عدد OH^-

$= 1 \times 0.2 =$

$= 0.2$ مول/لتر

* احسب كتلة NaOH اللازمة لتحضير محلول حجمه 2 لتر علماً أن $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-12}$ مول/لتر

(ك.م NaOH = 40 غ/مول)

$$\text{ك}_{\text{و}} = \text{ت} \times \text{ح لتر} \times \text{ك م}$$

$$= 0.01 \times 2 \times 40$$

$$= 0.8 \text{ غ}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{H_3O^+}$$

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}} = 0.01 \text{ مول/لتر}$$

$$[OH^-] = \text{ت}_{\text{مو}} \times \text{عدد } OH^-$$

$$= 0.01 \times 1 = 0.01 \text{ مول/لتر}$$

* ما تركيز أيونات الهيدروكسيد في محلول $Ba(OH)_2$ من 0.05 مول/لتر؟

أ) 0.05 ب) 0.01 ج) 1×10^{-1} د) 1×10^{-13}

$$H_3O^+ = \frac{K_w}{OH^-}$$

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{0.1}$$

$$= 1 \times 10^{-13} \text{ مول/لتر}$$

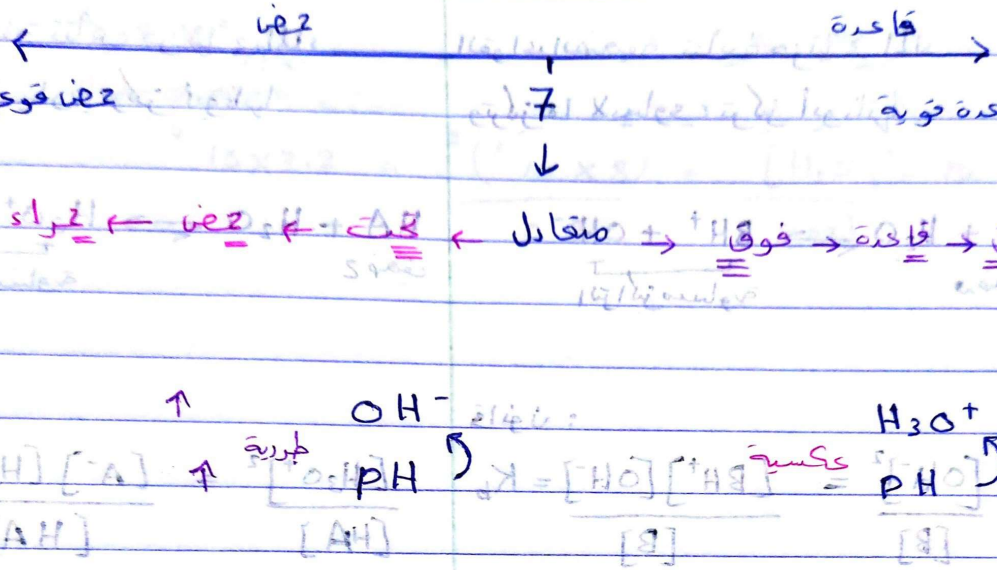
$$OH^- = \text{ت}_{\text{مو}} \times$$

$$= 2 \times 0.05$$

$$= 0.1 \text{ مول/لتر}$$

الرقم الهيدروجيني pH

هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في المحاليل المائية



* العلاقة بين قوة الحمض وقيمة pH عكسية : الحمض القوي له أقل قيمة pH
الحمض القوي له : أعلى H_3O^+ ، وأقل pH ، وأقل OH^-

* العلاقة بين قوة القاعدة وقيمة pH طردية : القاعدة القوية لها أكبر قيمة pH
القاعدة القوية لها : أقل H_3O^+ ، وأعلى pH ، وأعلى OH^-

حساب قيمة pH :

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad \text{ومنها} \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

وجد أن الرقم الهيدروجيني لعينة من دم إنسان يساوي 7.4 ، احسب تركيز أيونات $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$ في الدم

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7.4} = 4 \times 10^{-8} \text{ مول/لتر}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14} \times 1}{10^{-8} \times 4} = 2.5 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر}$$

الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة :

الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة	الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة
الحموض الضعيفة تتأين جزئياً في الماء وتركيزها لايساوي تركيز أيوناتها	القواعد الضعيفة تتأين جزئياً في الماء وتركيزها لايساوي تركيز أيوناتها
$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ ح ضعيف — التراكيز متساوية	$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ ق ضعيف — التراكيز متساوية
قانون: $\frac{[H_3O^+]^2}{[HA]} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = K_a$	قانون: $\frac{[OH^-]^2}{[B]} = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = K_b$
$[H_3O^+] = \sqrt{[\text{حمض}]\, K_a}$	$[OH^-] = \sqrt{[\text{قاعدة}]\, K_b}$
نسبة التفكك $= \frac{[H_3O^+]}{[HA]} \times 100\%$	نسبة التفكك $= \frac{[OH^-]}{[B]} \times 100\%$
$[H_3O^+] =$ نسبة التفكك $\times [HA]$	$[OH^-] =$ نسبة التفكك $\times [B]$
* ملخص مهم * الحمض الأقوى $K_a \uparrow$ $H_3O^+ \uparrow$ $OH \downarrow$ $pH \downarrow$	* ملخص مهم * القاعدة الأقوى $K_b \uparrow$ $OH^- \uparrow$ $pH \uparrow$ $H_3O^+ \downarrow$
قيم K_a تقيس قوة الحمض الضعيف في المحلول المائي. الحمض الضعيف له قاعدة ملازمة قوية الحمض القوي له قاعدة ملازمة ضعيفة	قيم K_b تقيس قوة القاعدة الضعيفة في المحلول المائي القاعدة الضعيفة لها حمض ملازم قوي القاعدة القوية لها حمض ملازم ضعيف

محلول مائي لحمض افتراضي HB تركيزه 0.2 مول/لتر ودرجة تأينه في الماء تساوي 4 % احسب قيمة pH له ثم احسب قيمة Ka لهذا الحمض.

$pH = -\log H_3O^+$

$H_3O^+ =$ نسبة التأين $\times$ [الحمض]

$= 0.2 \times \frac{4}{100}$

$= 0.008$ مول/لتر

$= -\log 0.008$

$= 2.1$

$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[\text{حمض}]} = \frac{(0.8 \times 10^{-3})^2}{0.2} = 3.2 \times 10^{-4}$

الأيون المشترك والمحلول المنظم :

الأيون المشترك : هو الأيون الناتج عن تأين الحمض الضعيف وملحه أو القاعدة الضعيفة وملحها.

قاعدة لوتشاتيليه : إذا تعرض نظام متزن إلى مؤثر خارجي أحدث فيه اضطراباً فإن النظام يعدل من حالته إلى أن يصل إلى حالة اتزان جديدة.

اكتب معادلة تأين الحمض HNO_2 والملح $NaNO_2$ ثم حدد الأيون المشترك وبين هل تتغير قيمة pH ؟

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$$

$$NaNO_2 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + NO_2^-$$

الأيون المشترك هو : NO_2^-

عند زيادة في تركيز NO_2^- ينحاز التفاعل نحو اليسار (المتفاعلات) فيقل تركيز H_3O^+ بالتالي تزداد قيمة pH

*****

في حالة الحمض الضعيف وملحه : يقل تركيز H_3O^+ وتزداد قيمة pH

في حالة القاعدة الضعيفة وملحها : يقل تركيز OH^- وتقل قيمة pH

في حالة الحمض القوي والقاعدة القوية تبقى قيمة pH ثابتة

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons OH^- + NH_4^+$$

$$NH_4Br \xrightarrow{H_2O} Br^- + NH_4^+$$

أيون مشترك

حسب قاعدة لوتشاتيليه : الزيادة في تركيز NH_4^+ سيؤدي إلى انحياز التفاعل نحو اليسار (المتفاعلات) وبذلك يقل تركيز أيون OH^- فتقل قيمة pH في المحلول

ما التغير في قيمة pH في الحالات الآتية :

1- إضافة بلورات KNO_2 إلى محلول HNO_2 — تزداد

2- إضافة بلورات NH_4I إلى محلول NH_3 — تقل

3- إضافة بلورات $NaCl$ إلى محلول HCl — ثابتة

4- إضافة بلورات N_2H_5Br إلى محلول N_2H_4 — تقل

الصف الثاني ثانوي العلمي ورقة عمل المادة: فورة ضد محمد

س1 اختاري الاجابة الصحيحة فيما يلي:

1. أي الحموض الآتية تفقد البروتون بسهولة:- (الأكثر القابل للتفكك)

أ. CH_3COOH ب. NH_4^+ ج. H_3PO_4 د. $HCOOH$

2. أحد المواد الآتية تعتبر قاعدة حسب مفهوم برونستد-لوري ولا تعتبر قاعدة حسب مفهوم أرهينيوس

أ. NH_3 ب. KOH ج. NaOH د. LiOH

3. القاعدة المرافقة لـ $C_2O_4^{-2}$:-

أ. $H_2C_2O_4$ ب. $H_2C_2O_4^-$ ج. $HC_2O_4^{-1}$ د. HCO_3

4. أي المواد الآتية تسلك سلوك الحمض وسلوك القاعدة:-

أ. NH_4^+ ب. HCO_3^- ج. HF د. CO_2^{-2}

س2 اعتماداً على الجدول التالي أجيبي عن الأسئلة:-

NH_4^+	F^-	NH_3	$HCOO^-$	HCO_3^-	Ni^{+2}

1. اختاري مثالاً على مادة تسلك سلوك امفتيري :- HCO_3^-
2. اختاري مركب قاعدي لا يفسره تعريف ارهينيوس NH_3
3. مادة تسلك كحمض لويس Ni^{+2}
4. مادتان تشكلان معاً زوجاً متلازماً NH_4^+ , NH_3
5. F^- مع HCO_3^- ، اكتبي معادلة التفاعل $F^- + HCO_3^- \rightleftharpoons HF + CO_3^{-2}$
6. $HCOO^-$ مع NH_4^+ ، اكتبي معادلة تفاعل $NH_4^+ + HCOO^- \rightleftharpoons NH_3 + HCOOH$
7. HCO_3^- كقاعدة في الماء ، اكتبي معادلة التفاعل $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$

س3 اذا كان $[H_3O^+]$ في محلول القاعدة القوية $B(OH)_2$ يساوي 1×10^{-12} مول/لتر ، اجيبي عما يلي:- 1. اكتبي معادلة تفكك القاعدة في الماء

2. ما تركيز القاعدة قبل التفكك.
3. احسبي تركيز $[OH^-]$ و pH
4. احسبي الكتلة المولية للقاعدة اذا تم إذابة 8.55 غم منها في 100 مل من الماء النقي

الورقة الأولى :

س 3 :

① $Ba(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ba^{+} + 2OH^{-}$

س ∴ ∴ ∴

∴ س س 2س

② $[OH^-] = \frac{10^{-14} \times 1}{10^{-14} \times 1} = 1$ مول/لتر

$2س = 1$

$[Ba(OH)_2] = س = \frac{1}{2} = 0.5$ مول/لتر

③ $pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-14} \times 1 = 14$

④ $[Ba(OH)_2] = 0.5$ مول/لتر

القاعدة = 8.55 ج

المحلول = 100 مل 2

$[Ba(OH)_2] = \frac{Ba(OH)_2 \ ن}{\text{المحلول (لتر) } 2}$

$\frac{ن}{0.1} = 0.5$

$ن = 0.05$ مول

$ن = \frac{ج}{ج.م}$

$\frac{8.55}{ج.م} = 0.05$

$ج.م = \frac{8.55}{0.05} = 171$ غ/مول

توجيهي علمي — ورقة عمل — الحموض والقواعد

1) تم إذابة 3.15 غم من حمض HNO_3 في كمية من الماء لعمل محلول رقمه الهيدروجيني 1
أ. احسبي حجم المحلول (باللتر) علماً بأن الكتلة المولية لـ HNO_3 = 63 غم/مول
ب. احسبي قيمة pH للمحلول عند إضافة 500 مل من الماء للمحلول (لو 5 = 0.69)

2) احسبي pH للمحلول الناتج من خلط 0.5 لتر من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.5 مول/لتر مع 0.25 لتر من نفس المادة تركيزه 0.2 مول/لتر علماً بأنه لو 25°

3) أضيف 4 غم من NaOH إلى 500 سم³ من محلول HNO_3 تركيزه 0.1 مول/لتر، فوجد أن المحلول الناتج قاعدياً، احسبي حجم محلول HCl الذي تركيزه 0.2 مول/لتر والذي يجب اضافته للمحلول الأصلي حتى يتعادل (ك.م NaOH = 40).

4) محلول منظم مكون من 1 مول/لتر HCOOH ($K_a = 10 \times 10^{-5}$) ، 0.1 مول/لتر من ملح HCOONa
أ. احسبي pH للمحلول المنظم؟ (ما هو الأيون المشترك)
ب. احسبي pH المحلول المنظم بعد إضافة 0.01 مول/لتر من HCl إليه.
ج. احسبي pH المحلول المنظم بعد إضافة 0.01 مول/لتر من NaOH إليه.

5) محلول منظم حجمه 1 لتر يحتوي على حمض HF تركيزه 0.5 مول/لتر والملح KF مجهول التركيز، وعند إضافة 0.2 مول من NaOH وجد أن pH للمحلول = 4
احسبي عدد مولات KF في المحلول المنظم علماً بأن K_a لـ $HF = 10 \times 5^{-4}$

6) * احسبي كتلة NaOH الصلب التي يجب إضافتها إلى 200 سم³ من محلول حمض H_2SO_4 تركيزه 0.2 مول/لتر لانتاج محلول pH له = 13

7) * محلول هيدروكسيد الصوديوم حجمه 100 مل وتركيزه غير معروف أضيف إليه 50 مل HCl تركيزه 0.2 مول/لتر، اخذ عينة من المحلول الناتج حجمها 5 مل تتعادل مع 4 مل HNO_3 تركيزه 0.1 مول/لتر، احسبي تركيز NaOH

س : لـ HNO_3 = 3.15 غ

pH = 1

ع = 2 لتر

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

(أ) $[H_3O^+] = {}^{pH}10^{-} = {}^{-1}10 = 0.1$ مول/لتر = $[HNO_3]$

$[HNO_3] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول}}$

$0.1 = \frac{\frac{\text{كتلة}}{\text{ك.م}}}{2} \Rightarrow 0.1 = \frac{\frac{3.15}{63}}{2}$

ع = 0.5 لتر في نفس 500 مل لو كانت بالخيارات

لتر = 1000 مل

لتر = 1000 سم^3

مل = 1 سم^3

(ب) ع النهائي = 0.5 لتر + 0.5 لتر = لتر

$[HNO_3] = \frac{0.05}{1}$

0.05 =

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

0.05 : 0.05 : 0.05

pH = -لو 0.05 = 1.3

س ٢ : محلول NaOH ، Z_1 = 0.5 لتر

$[NaOH]$ = 0.5 مول/لتر

ν_{NaOH} = $[NaOH]$ // × Z_1

= 0.5 × 0.5 = 0.25 مول

محلول $NaOH_2$ Z_2 = 0.25 لتر

$[NaOH]_2$ = 0.2 مول/لتر

ν_2 = $[NaOH]_2$ × Z_2

= 0.2 × 0.25 = 0.05 مول

$[NaOH]$ بعد الخلط = ν_{NaOH} الكلية / Z الكلي

= $\frac{0.05 + 0.25}{0.25 + 0.5}$ = $\frac{0.3}{0.75}$ = 0.4 مول/لتر

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$

بداية 0.4 ∴ ∴

∴ 0.4 0.4

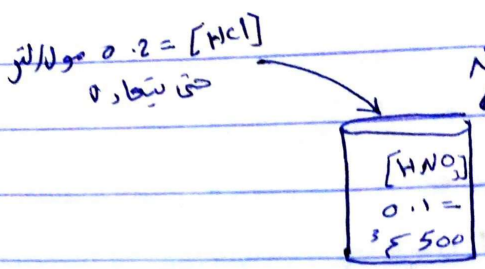
$[H_3O^+]$ = $\frac{10^{-14} \times 1}{0.4}$

$10^{-14} \times 2.5$ =

pH = $-\log 10^{-14} \times 2.5$

= 13.6

س 3 :



$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$

$\text{مول } 0.1 = \frac{4}{40} = \frac{\text{ل}}{\text{pل}} = OH^- \sim$

$[H_3O^+] \times 2 = H_3O^+ \sim$

$\text{مول } 0.05 = 0.1 \times 0.5 =$

$H_3O^+ \sim < OH^- \sim$ ∴ المحلول قاعدي

$OH^- \sim$ الفائض $= OH^- \sim - H_3O^+ \sim$

OH^- فائض $\text{مول } 0.05 = 0.05 - 0.1 =$

عند إضافة HCl حتى يتعادل المحلول

$OH^- \sim$ الفائض $= H_3O^+ \sim$ الإضافة من HCl

$[H_3O^+] \times 2 = 0.05$

$0.2 \times 2 = 0.05$

$\text{لتر } 0.25 = \frac{0.05}{0.2} = 2$

س٩ :

$[HCOOH] = 0.1$ مول/لتر

$K_a = 1 \times 10^{-5}$

$[HCOONa] = 0.1$ مول/لتر

$$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$$

0.1 ∴ ∴

0.1 0.1

$$HCOONa \xrightarrow{H_2O} HCOO^- + Na^+$$

الأيون المشترك هو $HCOO^-$

أ) $[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الأيون المشترك}]}$

$= 1 \times 10^{-5} \times \frac{0.1}{0.1} = 1 \times 10^{-5}$ مول/لتر

$pH = -\log 1 \times 10^{-5} = 5$

ب) بإضافة 0.01 مول/لتر من HCl

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$

0.01 ∴ ∴

∴ 0.01 0.01

زاد تركيز H_3O^+ فينحاز التفاعل نحو اليسار وتزيد $[HCOOH]$ بمقدار 0.01

وتقل $[HCOO^-]$ بمقدار 0.01

$[HCOO^-] = 0.1 - 0.01 = 0.09$

$[HCOOH] = 0.1 + 0.01 = 0.11$

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[HCOOH]}{[HCOO^-]} = \frac{0.11 \times 1 \times 10^{-5}}{0.09} = 1.22 \times 10^{-5}$$

$pH = -\log[H_3O^+] = 4.9$

⑤ بعد إضافة 0.01 مول/لتر من NaOH

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$

0.01

∴ 0.01 0.01

يقل $[H_3O^+]$ فيتجاز التفاعل نحو اليمين ويزيد $[HCOO^-]$ ويقل $[HCOOH]$

$[HCOO^-] = 0.01 + 0.1 = 0.11$ مول/لتر

$[HCOOH] = 0.1 - 0.01 = 0.09$ مول/لتر

$[H_3O^+] = \frac{[HCOOH]\ K_a}{[HCOO^-]}$

$= \frac{0.09 \times 10^{-5} \times 1}{0.11} = 8.18 \times 10^{-6}$ مول/لتر

$pH = -\log[H_3O^+]$

$= 5$

س٤ : حجم المحلول اللتر

[ ] KF ؟؟ [HF] = 0.5 مول/لتر

عند إضافة 0.2 مول NaOH ← pH = 4

احسبي عدد مولات KF في المحلول النظم

$$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$$

$$KF \xrightarrow{H_2O} K^+ + F^-$$

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

0.2	∴	∴
∴	0.2	0.2

$[HF] = 0.5 - 0.2 = 0.3$

$[F^-] = 0.2 + س$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}$

$$[H_3O^+] = Ka \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الأيون المشترك}]}$$

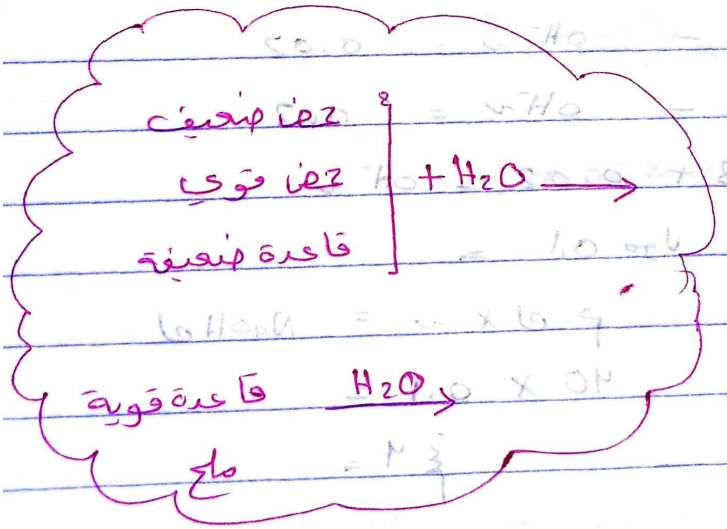
$$10^{-4} \times 1 = 10^{-4} \times \frac{0.3 \times 5}{0.2 + س}$$

$0.3 \times 5 = 0.2 + س$

$1.5 = 0.2 + س$

$-0.2 \quad -0.2$

$س = 1.3$ مول / لتر $= [F^-] = [KF]$



$$[KF] = \frac{KF\ س}{2}$$

$$\frac{KF\ س}{1} = 1.3$$

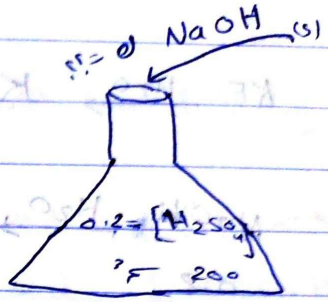
$KF\ س = 1.3$ مول

س٦ :

بما أن pH = 13 > 7 ∴ الفائض هو القاعدة NaOH

$$\underset{0.2}{H_2SO_4} + H_2O \rightarrow \boxed{2H_3O^+ \\ 0.4} + \underset{0.2}{SO_4^{-2}}$$

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$



$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-13}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14} \times 1}{10^{-13} \times 1} = 10^{-1} = 0.1 \text{ مول/لتر}$$

الفائض $[OH^-]$ =

$$[OH^-] \text{ الفائض} = \frac{\nu\ OH^- \text{ الفائض}}{\text{الكلي } 2}$$

$$0.1 = \frac{\nu\ OH^- \text{ الفائض}}{0.2}$$

$\nu\ OH^-$ الفائض = 0.02 مول

$$\nu\ OH^- \text{ الفائض} = \nu\ OH^- \text{ الأصلية} - \nu\ H_3O^+$$

$$\nu\ OH^- = 0.02 - ([H_3O^+] \times 2)$$

$$\nu\ OH^- = 0.02 - (0.4 \times 0.2)$$

$$\nu\ OH^- = 0.02 - 0.08$$

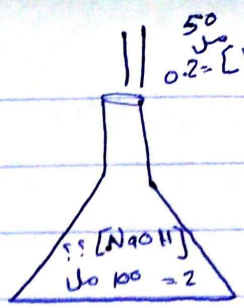
$$\nu\ OH^- = 0.08 + 0.02$$

$$= 0.1 \text{ مول}$$

$$\text{كتلة } NaOH = \nu \times \text{ك.م}$$

$$= 0.1 \times 40$$

$$= 4 \text{ غ}$$



وعاء ①

عينة ⟸ مل 5 = 2

HNO_3 مل 4 تتعادل مع

$0.1 = [HNO_3]$

وعاء ②

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$

$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

بما أن العينة التي أخذت تعادلت مع حمض ∴ العينة قاعدية

∴ الفائض في الوعاء ١ هو القاعدة

وعاء 2

H_3O^+ ن = OH^- ن

$[H_3O^+] \times 2 = [OH^-] \times 2$

$0.1 \times 0.004 = [OH^-] \times 0.005$

$[OH^-] = 0.08$ مول/لتر

ن OH^- الفائض = $[OH^-]$ الفائض × ح الكلي بالوعاء ١

$0.08 = (0.05 + 0.1)$

$0.08 \times 0.15 =$

0.012 مول $=$

ن OH^- الفائض = ن OH^- من NaOH − ن H_3O^+ من HCl

$([H_3O^+] \times 2_{HCl}) - \text{ن } OH^- \text{ من NaOH} = 0.012$

$(0.05 \times 0.2) - \text{ن } OH^- \text{ من القاعدة} = 0.012$

ن OH^- من NaOH $= 0.01 + 0.012$

$= 0.022$ مول

$[NaOH] = \frac{\nu}{2} = \frac{0.022}{0.1} = 0.22$ مول/لتر