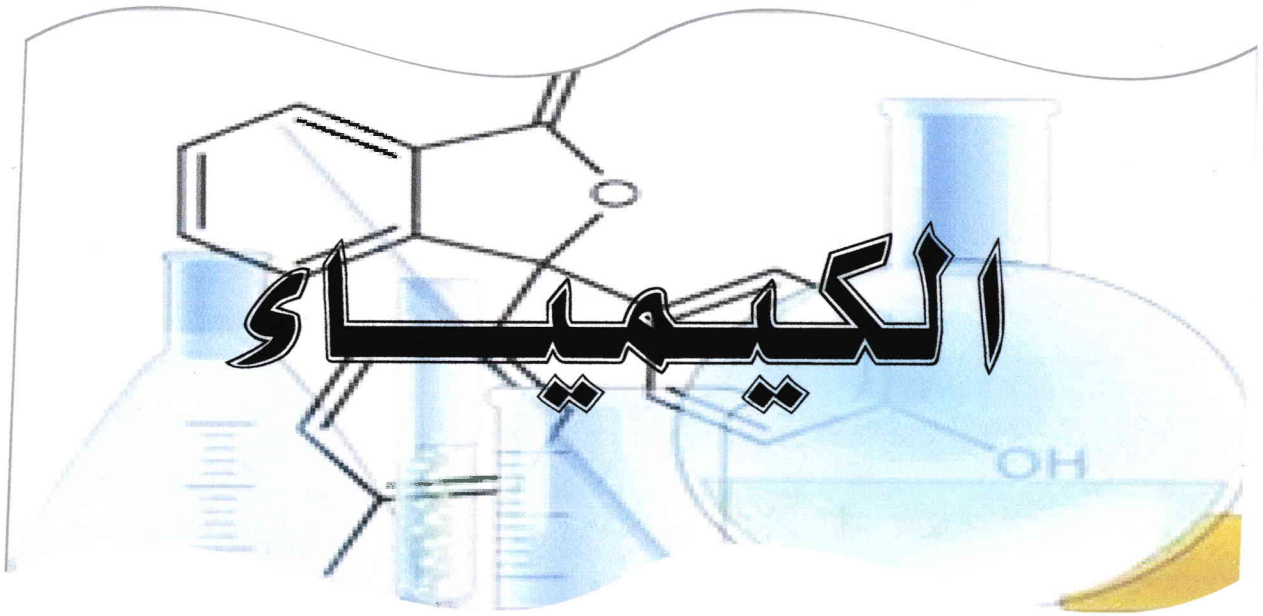
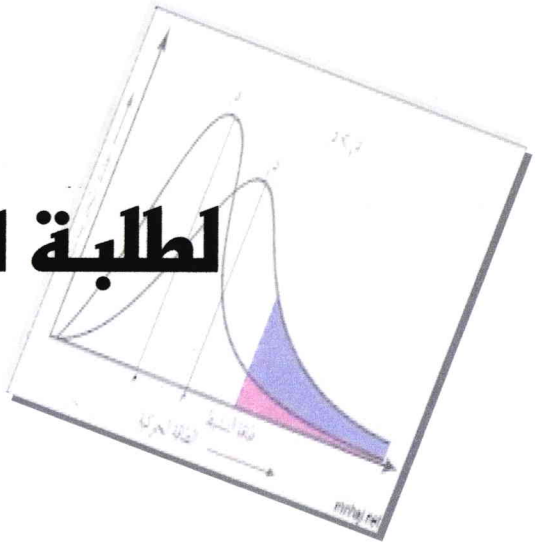
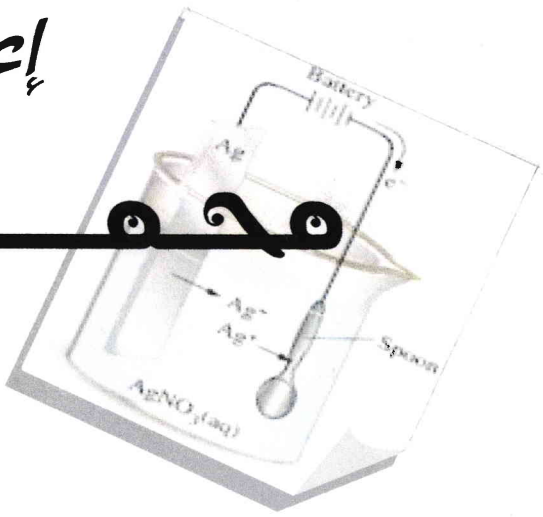


الكيمياء



المستوى الثالث

لطلبة الثاني ثانوي العلمي



إعداد الأستاذ

محمد الشيخ

الوحدة الثانية

الحموض والقواعد

الفصل الأول : تعريفات الحموض والقواعد

سنتعرف في هذه الوحدة على بعض أنواع الحموض والقواعد وخصائصها والحسابات المتعلقة بحاليلها والتفاعلات المرتبطة بها .

[1] الحموض .....

أ) مميزاتها : ١- طعمها لاذع ٢- تحول ورقة عبّاد الشمس الزرقاء إلى البرتقالي الأحمر .

ب) أمثلة : ١- حمض الستريك (الليمون) ٢- حمض الأسكوربيك (فيتامين C) .

ج) أنواعها : [1] حموض قوية : تتفكك بشكل تام في الماء لتعطي أيونات (H^+) .

مثل :-

$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$	حمض الهيدروكلوريك	أحماض قوية أحادية التفكك
$HI \xrightarrow{H_2O} H^+ + I^-$	حمض اليوديك	
$HBr \xrightarrow{H_2O} H^+ + Br^-$	حمض البروميك	
$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$	حمض النيتريك	
$HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + ClO_4^-$	حمض البيركلوريك	
$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{-2}$	حمض الكبريتيك	حمض ثنائي التفكك

[2] حموض ضعيفة : تتفكك بشكل جزئي في الماء لتعطي أيونات (H^+) .

مثل :-

$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	حمض الهيدروفلوريك
$HCOOH \rightleftharpoons H^+ + HCOO^-$	حمض الفورميك
$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	حمض الأسيتيك (حمض الخل) .
$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	حمض الهيدروسيانيك
$H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$	حمض السلفوروز
$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	حمض الكربونيك

[2] القواعد .....

أ) مميزاتها : ١- طعمها مرّ ٢- ملمسها زلق ٣- تحوّل ورقة عبّاد الشمس الحمراء إلى الأزرق

ب) أمثلة : قاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH تستخدم في صناعة الصابون والمنظفات .

ج) أنواعها : [1] قواعد قوية : تتفكك بشكل تام في الماء لتعطي أيونات (OH^-)

مثل :-

يتبع .....

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

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

$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$ هيدروكسيد البوتاسيوم

قواعد قوية أحادية التفكك

$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{+2} + 2OH^-$ هيدروكسيد الكالسيوم

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

قواعد قوية ثنائية التفكك

٢ قواعد ضعيفة : تتفكك بشكل جزئي في الماء لتعطي أيونات (OH^-) :

مثل :- NH_3 (الأمونيا) ، N_2H_4 (الهيدرازين) ، CH_3NH_2 ، $C_6H_5NH_2$

٣ تفاعلات التعادل .....

« هو تفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج الملح والماء » (ماء + ملح ← قاعدة + حمض) .

← صيغة الملح الناتج عادة تكتب بأخذ الجزء الموجب (+) من القاعدة مع الجزء السالب (-) من الحمض .

← أمثلة :-

① $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

هيدروكسيد الصوديوم — حمض الهيدروكلوريك — كلوريد الصوديوم — ماء

② $KOH + HBr \longrightarrow$ ..... + ...

③ $Ba(OH)_2 + HF \longrightarrow$ ..... + ...

④ $Ca(OH)_2 + HNO_3 \longrightarrow$ ..... + ...

① مفهوم أرهينيوس للحمض والقاعدة .....

← الحمض : مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء .

← القاعدة : مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-) عند إذابتها في الماء .

← حسب أرهينيوس لا تكون المادة حمضاً إلا إذا احتوت على (H) والقاعدة على (OH) ولتستطيع إذابتها في الماء .

← إستطاع التمييز بين المواد القوية والضعيفة من خلال إضافة التيار الكهربائي نشاط (٢-١) ص٤٥ ، ومع ذلك فإن تعريف أرهينيوس قاصر وذلك لسببين :-

① لم يتمكن من تفسير سلوك المواد الغير مذابة في الماء مثل غاز HCl(g) وغاز NH_3(g)

② لم يتمكن من تفسير قاعدية المواد التي لا تحتوي على OH مثل NH_3 .

③ لم يتمكن من تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي لبعض الأملاح مثل :-

$HCOOK$ ، NH_4Cl ، CH_3COONa ، NaF

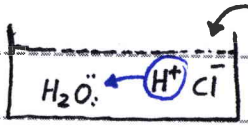
② مفهوم برونستد - لوري

⇐ مقدمة : كما نعلم أن ذرة هيدروجين هي أبسط ذرة في الجدول الدوري (إلكترون ، بروتون فقط) وعند تكوّن أيون هيدروجين H^+ هذا يعني أن الذرة أصبحت متزوجة بالإلكترون فلا يبقى إلا بروتون موجب لذلك يمكننا القول بأن (أيون H^+ هو نفسه بروتون P) .

⇐ بروتون (+) : دقيقة مادية متناهية في الصغر ذو كثافة كهربائية عالية جداً (+) لذلك فإنه في المحاليل المائية يرتبط بزوج إلكترونات لغير ارط ، يكون أيون هيدرونيوم ، حسب المعادلة :-

$H^+ + H_2O: \rightleftharpoons H_3O^+$ « أيون هيدرونيوم » وبذلك فإن تفكك الأحماض والقواعد في الوسط المائي أصبح له تفسير آخر عن المحاليل برونستد - لوري .

مثال :-



$HCl \Rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

أي أن ما يحدث فعلياً هو أن الماء يتفاعل مع أيون هيدروجين H^+ لتكوين H_3O^+

مثال :- أكمل معادلات التفاعل الآتية :-

$HClO_4 + H_2O \longrightarrow$ ..... + ...

$H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow$ ..... + ...

⇐ بناءً على ما سبق ذكره فإن التعريفات حسب برونستد - لوري هي كالآتي :-

الحمض : مادة (جزيء أو أيون) قادرة على إعطاء بروتون طاقة أخرى « مانح بروتون »

القاعدة : مادة (جزيء أو أيون) قادرة على استقبال بروتون من مادة أخرى « مستقبل بروتون »

⇐ مميزات تعريف برونستد لوري :-

① فسّر السلوك الحمضي والقاعدي ليس فقط للجزيئات بل للأيونات المختلفة .

② فسّر السلوك الحمضي والقاعدي للمواد غير الذابة في الماء مثل (g) HCl ، (g) NH_3

③ لم يرتبط تفسيره للقاعدة باحتوائها على مجموعة هيدروكسيد (OH^-) . بذلك فسّر NH_3 .

④ فسّر سلوك بعض المواد التي تسلك كحمض وقاعدة في آنٍ واحد مثل الماء H_2O .

⇐ أمثلة (أحماض) :-

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

*) $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$

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

*) $HSO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_3^{-2}$

*) $H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4^-$

*) $C_6H_5NH_3^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + C_6H_5NH_2$

مستقبل بروتون ، مانح بروتون
(قاعدة) (حمض)

⇐ أمثلة (قواعد) :-

*) $HSO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3 + OH^-$

*) $N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$

*) $C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$

ماخذ بروتون (قاعدة) — مستقبل بروتون (حمض)

*) $CO_3^{-2} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

*) $CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$

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

ماخذ بروتون (حمض) — مستقبل بروتون (قاعدة)

ملحوظات :-

① إذا شاهدنا في التفاعل H_3O^+ فهذا يعني أن المادة حمض والماء قاعدة .

② إذا شاهدنا في التفاعل OH^- فهذا يعني أن المادة قاعدة والماء حمض .

⇐ لكن ما الذي يحدد أن البروتون H^+ سينتقل من الماء إلى المادة أو العكس ، هذا سيتم دراسته في المقرر المتقدم في pH .

الأزواج المترافقة

من تعريف برونستد لوري لأي مثلة المتابعة له يتبين لنا أن المادة الحامضة والمادة المستقبلة للبروتون H^+ ينتج عنها مواد نستطيع تصنيفها على أنها حمض وقاعدة أيضاً ولكن لتسمى حمض وقاعدة مرافقة .... كالآتي :-

⇐ الحمض ← يعطي بروتون ← وينتج عنه قاعدة مرافقة .

⇐ القاعدة ← تستقبل بروتون ← وينتج عنها حمض مرافق .

مثال: حدد الأزواج المترافقة في التفاعل :-

$$\underset{\text{حمض}}{HF} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{حمض مرافق}}{H_3O^+} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{F^-}$$

(HF / F^- : زوج مترافق ، H_2O / H_3O^+ : زوج مترافق)

⇐ الأزواج المترافقة هي : F^-/HF ، H_3O^+/H_2O

مثال : حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة في التفاعل :-

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

(NH_3 / NH_4^+ : زوج مترافق ، H_2O / OH^- : زوج مترافق)

⇐ الأزواج المترافقة هي : NH_4^+/NH_3 ، OH^-/H_2O

س ٢ ص ٧٢ ... ① حدد القاعدة المرافقة لكل من الحموض برونستد لوري الآتية :-

HS^- H_3PO_4 HNO_2 HCO_3^- NH_4^+ H_3O^+ H_2SO_3

② حدد الحمض المرافق لكل من قواعد برونستد لوري الآتية :-

Cl^- BrO^- NH_2^- HCO_3^- Br^- SO_4^{-2} OH^-

خلاصة ... هناك مواد تسلك

① سلوكاً حمضياً فقط مثل أ- جميع الأحماض القوية والضعيفة (HF ، H_2S ، HBr ، $HCOOH$ ، ....)

ب- الأيونات الموجبة (NH_4^+ ، H_3O^+ ، $N_2H_5^+$ ، $CH_3NH_3^+$ ، .....) .

② سلوكاً قاعدياً فقط مثل أ- جميع القواعد القوية والضعيفة (KOH ، NH_3 ، CH_3NH_2 ، .....) .

ب- الأيونات السالبة بدون (H) (CO_3^{-2} ، NO_3^- ، SO_4^{-2} ، PO_4^{-3} ، ....)

③ سلوكاً حمضياً وقاعدياً مثل أ- الماء (H_2O) .

ب- أيونات سالبة مع (H) حامضية (HCO_3^- ، HSO_4^- ، HPO_4^{-2} ، ....) .

وصور تعريف برونستد لوري ....

استطاع العالمان برونستد لوري تفسير سلوك الأحماض والقواعد التي لم يستطع أرهينوس أن يفسرها ومع ذلك فإن هناك تفاعل حمض وقاعدة لا تتضمن انتقال البروتون من مادة إلى أخرى ولذلك فإن تعريف برونستد - لوري قاصر .

أمثلة :- لم يستطع تفسير ① إذابة CO_2 في الماء ② NH_3 مع BF_3 ومن هنا ظهر قصور آخر استطاع أي كيري تعريفي أرهينوس وبرونستد لوري وأن نفسر ماهم يتمكن برونستد لوري من تفسيره وهو تعريف لويس :-

③ مفهوم لويس للحمض والقاعدة

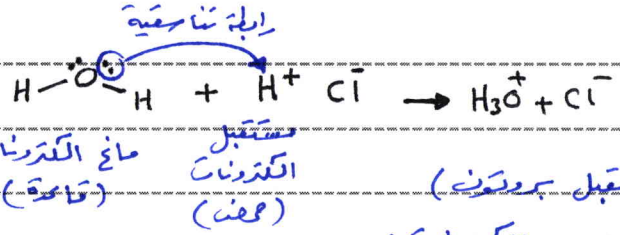
تمكن العالم لويس من وضع مفهوم أكثر شمولاً للحمض والقاعدة كالآتي :-

الحمض : مادة قادرة على استقبال زوج أو أكثر من إلكترونات (e) .

القاعدة : مادة قادرة على منح زوج أو أكثر من إلكترونات (e) غير مرتبطة للذرة الأخرى .

حيث ينتج عن هذه العملية ما يعرف بالرابطة التناسقية .

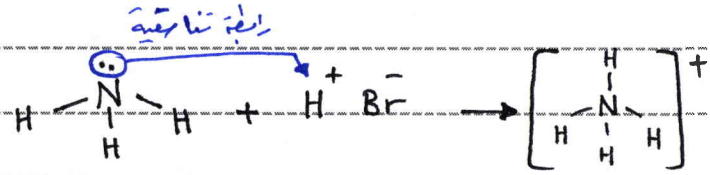
أمثلة : ① $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$



H_2O الماء : قاعدة حسب برونستد لوري (مستقبل بروتون)
، قاعدة حسب لويس (مانح زوج إلكترونات)

HCl حمض : حمض حسب برونستد لوري (مانح بروتون)
، حمض حسب لويس (مستقبل إلكترونات)

② $NH_3 + HBr \rightarrow NH_4^+ + Br^-$

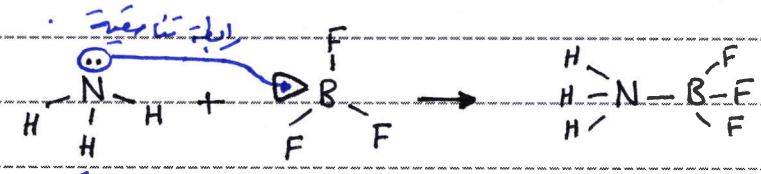


من المثالين يتبين لنا أن تعريف برونستد لوري وتعريف لويس لا يتعارضا من حيث النتيجة النهائية فالحمض عند برونستد لوري هي حمض عند لويس والقاعدة كذلك ،
إذاً أين يكمن الاختلاف ربما أهمية تعريف لويس ؟ استطاع لويس تفسير مالم يتمكن برونستد لوري من تفسيره كالآتي :-

① فسّر تكوّن حمض كربونيك H_2CO_3 الناتج من إذابة غاز CO_2 في الماء .

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3$$

② فسّر تفاعل NH_3 مع BF_3 :



NH_3 : قاعدة حسب لويس (مانح e)
BF_3 : حمض حسب لويس لأن لديها فلك فارغ يستطيع أن يستقبل منه زوج الكترونات

إستطاع تعريف لويس أن يعطي تفسيراً للعديد من المواد والتفاعلات من أهمها :-

① تسلك جميع مركبات عنصر البورون B وعنصر البيريليوم Be بما في ذلك هيدروكسيداتها أي $B(OH)_3$ ، $Be(OH)_2$ سلوكاً حامضياً لأنها تمتلك فلكاً فارغاً ولا تحقق قاعدة الثمانية

② جميع المذابات التي تكوّن أيونات موجبة فإن هذه الأيونات تعتبر أحماض مثل
Na^+ Ag^+ Co^{+3} Sn^{+4} Fe^{+3} Cu^{+2} Zn^{+2} .....

③ جميع الأيونات السالبة تعتبر قواعد حسب لويس لأنها تمنح إلكترونات .

④ أيضاً تكمن أهميته في تفسير الحمض والقاعدة في التفاعلات المعقدة

مثل :-

1) $Fe^{+3} + 6CN^- \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{-3}$
2) $Cu^{+2} + 6H_2O \rightleftharpoons [Cu(H_2O)_6]^{+2}$
3) $Ag^+ + 2NH_3 \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+$
4) $Ag^+ + 2S_2O_3^{-2} \rightleftharpoons [Ag(S_2O_3)_2]^{-3}$

الحمض والقاعدة تحدد من التفاعلات ولكن تصنيف المتفاعلات كحمض أو قاعدة حسب شخصية

قاعدة لويس حمض لويس

(س) حدد حمض وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية :-

1) $Cu^{+2} + 4NH_3 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_2]^{+2}$
الحمض ..... القاعدة .....

2) $Co^{+2} + 4NH_3 \rightleftharpoons [Co(NH_3)_2]^{+2}$
الحمض ..... القاعدة .....

التأين الذاتي للماء

مقدمة :-

التفاعلات متزنة جميعها تفاعلات منعكسة ولذلك يمكن التعبير تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة من خلال ثابت الإتزان الذي يستخدم لأي تفاعل كيمي على مادة ضعيفة (غير تامة التأين) ، ولتقريب الصورة نأخذ التفاعل الآتي :-

$2A + B + \frac{1}{2}C \rightleftharpoons 3D + 4E$

← ثابت الإتزان K_c يعبر عنه بالنسبة التي تتفاعل بها المادة الضعيفة ، ويعبر عنه بالعلاقة :-

$$K_c = \frac{[D]^3[E]^4}{[C]^{\frac{1}{2}}[B][A]^2}$$

← لا يستخدم ثابت الإتزان للمواد ذات التفكك الكامل مثل HCl .

← نلاحظ أن عدد مولات كل مادة يؤثر على قيمة ثابت الإتزان .

← والآن ما معنى التأين الذاتي للماء وما علاقة ذلك بثابت الإتزان ؟

← التأين الذاتي للماء : هو مقدرة جزيئات الماء على التفاعل مع بعضها بحيث أن إحدى الجزيئات تمنح بروتون والأخرى تستقبل بروتون حسب المعادلة :-

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

مستقبل بروتون مانح بروتون

مما يؤكد حدوث هذا التفاعل المعادلات التي بينت أن الماء النقي موصل ضعيف للتيار الكهربائي (أي أنه يتأين ذاتياً) .

وبما أن التفاعل تفاعل إتزان إذاً يمكن التعبير عنه باستخدام ثابت الإتزان K_c كالآتي :-

$$K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]} \Rightarrow [H_3O^+][OH^-] = [H_2O]^2 \times K_c$$

K_w ← ثابت إتزان الماء : K_w

وجد بالتجربة أن $K_w = 1 \times 10^{-14}$ عند درجة حرارة ٢٥°س ∴ $[OH^-][H_3O^+] = K_w$

وبما أن $[OH^-] = [H_3O^+]$ ∴ $[OH^-] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$

$[OH^-]^2 = K_w$ ، $[H_3O^+]^2 = K_w$

((وهذا لا يكون إلا في الماء النقي)) ، ولكن ماذا يحدث عند إضافة حمض أو قاعدة إلى الماء ؟

① عند إضافة حمض إلى الماء (قوي أو ضعيف) فإن $[H_3O^+] \uparrow$ ، $[OH^-] \downarrow$ لأن الحمض يعطي H_3O^+.

$H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$
$HCl \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ ← HCl (١ مول/لتر)

⇐ لعند إضافة HCl بتركيز ١ مول/لتر فإن $[H_3O^+]$ في العينة يصبح كالآتي :-

$[H_3O^+]$ كلي = $[H_3O^+]$ من H_2O + $[H_3O^+]$ من HCl .

١ = ٠.٠٠٠٠٠٠١ + ١.٠٠٠٠٠٠ ≈ ١ مول/لتر .

ما معنى ذلك ؟؟ هذا يعني أن $[H_3O^+]$ المتقدم من الماء يهمل لأنه قليل جداً مقارنة مع $[H_3O^+]$ المتقدم من الحمض HCl فنأخذ $[H_3O^+]$ المتقدم من الحمض فقط .

⇐ مثال :-

احسب $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$ في محلول مكوّن من الحمض HNO_3 تركيزه 1×10^{-3} مول/لتر .

$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$ « حمض أحادي التفكك »

بما أن الحمض قوي (كامل التأين) ∴ $[HNO_3] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$ وبذلك فإن :-

$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11}$ ، نلاحظ أن $[H_3O^+]$ عالي ، $[OH^-]$ فتنخفض لأن المحلول حمضي .

⇐ إحسب $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$ في محلول مكوّن من الحمض H_2SO_4 تركيزه ٠.٠٥ مول/لتر .

$H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{-2}$ « حمض ثنائي التفكك »

٠.٠٥ ٢ × ٠.٠٥

بما أن الحمض قوي ثنائي التفكك ∴ $[H_3O^+] = [H_2SO_4] \times 2 = 0.05 \times 2 = 0.1$ مول/لتر

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

② عند إضافة قاعدة إلى الماء (قوية أو ضعيفة) فإن $[OH^-] \uparrow$ ، $[H_3O^+] \downarrow$ لأن القاعدة تعطي OH^-

$H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$
$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ ← NaOH (١ مول/لتر)

⇐ لعند إضافة NaOH بتركيز ١ مول/لتر فإن $[OH^-]$ في العينة يصبح كالآتي :-

$[OH^-]$ كلي = $[OH^-]$ من NaOH + $[OH^-]$ من H_2O ← تهمل لأنها قليلة

١ = ١ + ٠.٠٠٠٠٠٠١ ≈ ١

مثال :-

إحسب $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$ في محلول مكوّن من لقاعدة KOH تركيزها 1×10^{-2} مول/لتر

« قاعدة قوية أحادية لتفكك » $KOH + H_2O \longrightarrow K^+ + OH^-$

1×10^{-2} 1×10^{-2}

بما أن لقاعدة KOH قوية وأحادية لتفكك $\therefore [OH^-] = [KOH] = 1 \times 10^{-2}$ مول/لتر .

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12}$ ،

نلاحظ أن $[OH^-]$ عالي ، $[H_3O^+]$ منخفض لأنه لمحلول قاعدي

إحسب $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$ في محلول لقاعدة $Ba(OH)_2$ تركيزها ٠,٥ مول/لتر .

« قاعدة قوية ثنائية لتفكك . » $Ba(OH)_2 + H_2O \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$

٠,٥ ٠,٥ × ٢

بما أن لقاعدة قوية ثنائية لتفكك $\therefore [OH^-] = 2 \times [Ba(OH)_2]$.

$= 2 \times 0,5 = 1$ مول/لتر .

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1} = 1 \times 10^{-14}$ مول/لتر .

تركيز ... عند إذابة أي مادة صلبة في الماء فإن عدد لمولات قبل = عدد لمولات بعد

ويمكن لإفادة من هذه لعلاقة في لمحاليل لحامضية ولقاعدية .

قبل لإذابة : لمادة صلبة (لها كتلة وكتلة مولية)

بعد لإذابة : لمادة سائلة (لها حجم وتركيز [ ]) . لذلك فإن .

$$\frac{\text{الكتلة (غم)}}{\text{الكتلة المولية (غم/مول)}} = \text{الحجم (لتر)} \times \text{التركيز (مول/لتر)}$$

وبالرموز تصبح :-

$$\frac{ك}{ك.م} = ح \times ت$$

علاقة أساسية في الحسابات لمتعلقة بالمحاليل الحمضية والقاعدية .

مثال : إحسب $[H_3O^+]$ في محلول مائي لحمض لكبريتيك H_2SO_4 إذا أذيب ٩٨,٠ غم من الحمض في (١) لتر ماء علماً أن ($ك.م$ H_2SO_4 = ٩٨ غم/مول)

الحل :-

$\frac{ك}{ك.م} = ح \times ت$ ⇐ $\frac{٩٨,٠ \text{ غم}}{٩٨ \text{ غم/مول}} = ١ \text{ لتر} \times ت$ ⇐ $ت_{H_2SO_4} = ٠,١$ مول/لتر .

$\therefore [H_3O^+] = 2 \times [H_2SO_4] = 2 \times ٠,١ = ٠,٢$ مول/لتر

س) إحسب $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$ عند إذابة ٢٨ غم من القاعدة KOH في (٢) لتر ماء علماً أن الكتلة المولية لـ KOH = ٥٦ غم/مول .

الحل :-

$$\frac{\text{ك}}{\text{ك.م}} = \text{ع} \times \text{ت} \quad \Leftarrow \quad \frac{٢٨ \text{ غم}}{٥٦ \text{ غم/مول}} = ٢ \text{ لتر} \times \text{ت}_{KOH} \quad \Leftarrow \quad \text{ت} = ٠,٢٥ \text{ مول/لتر}$$

$$KOH + H_2O \longrightarrow K^+ + OH^- \quad \therefore [KOH] = [OH^-] = ١ \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٠,٢٥} = ٤ \times ١٠^{-١٤} \text{ مول/لتر}$$

الرقم الهيدروجيني pH

من خلال الأمثلة السابقة نلاحظ أن $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$ قليل جداً في المحاليل المائية وحتى يسهل التعامل معه لابد من وجود طريقة لجعل تلك الأرقام مفهومة ومن هنا ظهر مفهوم الرقم الهيدروجيني pH .

* الرقم الهيدروجيني pH : هو مقياس لدرجة حموضة المحلول « مقياس لكمية H_3O^+ في المحلول » .
ويتم هذا المقياس بأخذ اللوغاريتم السالب لـ $[H_3O^+]$ حيث يكون الناتج رقماً صحيحاً أو كسرياً .

$$pH = - \log [H_3O^+] \qquad \text{ومنه} \qquad [H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

* قيم pH لجميع أنواع المحاليل تتراوح بين (٠ — ١٤) وعندما pH = ٧ فإن المحلول يكون متعادلاً

حمض قوي	ماء	قاعدة قوية
$[HCl] = ١$ مول/لتر	$[H_3O^+] = ١ \times ١٠^{-٧}$	$[NaOH] = ١$ مول/لتر
pH = ٠	pH = ٧	pH = ١٤

$[H_3O^+] = [OH^-] = ١ \times ١٠^{-٧}$

جميع المواد التي لها pH في هذا المدى هي مواد حامضية أقواها عندما pH = ٠

$\Leftarrow$ كلما قلّت pH تزداد قوة الحمض

« علاقة عكسية »

جميع المواد التي لها pH في هذا المدى هي قواعد أقواها عندما pH = ١٤ .

$\Leftarrow$ كلما زادت pH تزداد قوة القاعدة

« علاقة طردية » .

س) إحسب pH لـ :-

① محلول حمض البيركلوريك $HClO_4$ الذي تركيزه 2×10^{-3} مول/لتر علماً أن لو٢ = ٠,٣ .

② محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 الذي تركيزه 6×10^{-2} مول/لتر علماً أن لو١٢ = ١,١

③ محلول لقاعدة $Ca(OH)_2$ الذي تركيزها ٠,١ مول/لتر علماً أن لو٥ = ٠,٧

الحل :-

① حمض $HClO_4$ قوي وأحادي لتنكك لذلك فإن $[H_3O^+] = [HClO_4] = 2 \times 10^{-3}$ مول/لتر

$\therefore pH = -$ لو $[H_3O^+] = -$ لو $2 \times 10^{-3} = 2 -$ لو٢ = ٢,٧

② حمض H_2SO_4 حمض قوي ثنائي لتنكك لذلك فإن $[H_3O^+] = 2 \times [H_2SO_4] = 12 \times 10^{-3}$ مول/لتر

$\therefore pH = -$ لو $12 \times 10^{-3} = 3 -$ لو١٢ = ٣ - ١,١ = ١,٩ .

③ لقاعدة $Ca(OH)_2$ قوية ثنائية لتنكك لذلك فإن $[OH^-] = 2 \times [Ca(OH)_2]$

$\therefore [OH^-] = 0,2 \Leftarrow [H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-14}$ مول/لتر .

$\therefore pH = -$ لو $[H_3O^+] = -$ لو $5 \times 10^{-14} = 14 -$ لو٥ = ١٣,٣ .

س) عينة من عصير ليمون pH لها يساوي ٢,٦٤ ، إحسب $[H_3O^+]$ في العينة ؟

علماً أن (لو٢,٢٩ = ٠,٣٦) .

الحل :- $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,64} = 10^{-3+0,36} = 10^{-3} \times 10^{0,36} = 2,29 \times 10^{-3}$

$\therefore [H_3O^+] = 2,29 \times 10^{-3}$ مول/لتر .

س٦٥ ص : عينة من عصير البرتقال pH لها يساوي ٥,٨ إحسب $[H_3O^+]$ في العينة

علماً أن (لو١,٥٨ = ٠,٢) .

الحل :- $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5,8} = 10^{-6+0,8} = 10^{-6} \times 10^{0,2} = 1,58 \times 10^{-6}$

$\therefore [H_3O^+] = 1,58 \times 10^{-6}$ مول/لتر

س) عينة من مضاد الحموضة تستخدم في علاج قرحة المعدة إذا كانت pH لهذه العينة تساوي ١١,٣٩ إحسب $[H_3O^+]$ لهذه العينة ؟ . (لو٤ = ٠,٦١) .

الحل :-

(س) محلول مكوّن من حمض إكبريتيك حجمه ٥٠٠ مل و pH له يساوي صفر إحسب :-

① $[H_3O^+]$ في المحلول ② كتلة H_2SO_4 بالغرام والتي أذيبت في المحلول .

الحل :- علماً أن ك.م H_2SO_4 = ٩٨ غم/مول .

① $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-0} = 1$ مول/لتر .

② $\text{ك} = \text{ع} \times \text{ت} \Leftarrow \frac{\text{ك}}{\text{ك.م}} = \text{ع} \times \text{ت}$ ← يحسب مع pH

$\frac{\text{ك}}{٩٨} = ٠,٥ \times$ لتر

$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{-2}$

$\therefore [H_2SO_4] = \frac{[H_3O^+]}{٢} = \frac{١ \text{ مول/لتر}}{٢} = ٠,٥$ مول/لتر .

$\therefore$ ك H_2SO_4 = ك.م $\times$ ع $\times$ ت = ٩٨ غم/مول $\times$ ٠,٥ لتر $\times$ ٠,٥ مول/لتر = ٢٤,٥ غم

(س) محلول مكوّن من لقاعدة $Ba(OH)_2$ إذا علمت أن pH للمحلول = ١٢,٧ إحسب

① $[OH^-]$ في المحلول ② كتلة $Ba(OH)_2$ اللازمة بالغرام علماً أن ك.م $Ba(OH)_2$ = ١٧١ غم/مول

الحل :- وأن (لو ٢ = ٠,٣) وحجم المحلول ٦٠٠ مل .

① $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12,7} = 10^{-13+0,3} = 10^{-13} \times 2$.

$\therefore [\bar{O}H] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14} \times 1}{10^{-13} \times 2} = 0,5 \times 10^{-2}$ مول/لتر .

$[Ba(OH)_2] = \frac{[\bar{O}H]}{٢} = \frac{0,5 \times 10^{-2}}{٢} = 2,5 \times 10^{-3}$ مول/لتر .

$\therefore$ ك $Ba(OH)_2$ = ك.م $\times$ ع $\times$ ت = ١٧١ غم/مول $\times$ ٠,٦ لتر $\times 2,5 \times 10^{-3}$ مول/لتر

= ٢,٥٧ غم .

(س) أذيب ١٨,٢٥ غم من حمض الهيدروكلوريك HCl في كمية مجهولة من الماء فنتج محلول pH له يساوي ٠,٦ إحسب حجم المحلول علماً أن (لو ٢,٥ = ٠,٤) وأن ك.م لـ HCl = ٣٦,٥ غم/مول ؟ (الإجابة : ٢ لتر)

الحل :-

الحموض الضعيفة

لنأخذ الحمض الافتراضي (HA) إذا كان هذا الحمض قوياً فهذا يعني أن :-

$HA + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + A^-$ « تأين كلياً ، المعادلة بسهم واحد »

⇐ عندما يكون HA قوياً فإن $[HA] = [A^-] = [H_3O^+]$.

ولكن إذا كان هذا الحمض ضعيفاً أي أن $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ فإن :-

$[HA] \neq [A^-] = [H_3O^+]$. وفعلياً فإن $[HA] >> [A^-] = [H_3O^+]$.

فكيف يمكن حساب $[H_3O^+]$ ؟؟ يمكن ذلك من خلال ثابت الاتزان لأن الحموض الضعيفة غير تامة التأين ومن خلال ثابت الاتزان يمكن التعبير عن كمية ونسبة ما يتأين من الحمض الضعيف كالآتي :-

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

$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = [H_2O]\,K_c \Leftarrow \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]} = K_c$$

K_a

$\therefore \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = K_a$ وبما أن $[H_3O^+] = [A^-]$ إذاً يمكن :-

$[HA]\,K_a = [H_3O^+]^2 \Leftarrow [HA]\,K_a$.

$\Leftarrow$ ومن ذلك يمكن حساب pH .

$\Leftarrow$ وبشكل عام فإن Ka : ثابت اتزان الحمض ونلاحظ أن علاقتها مع (H_3O^+) طردية لذلك :-

↑ Ka ↑ $[H_3O^+]$ ↑ قوة الحمض ↑ كمية التأينات في المحلول ↓ $[OH^-]$ ↓ pH

مثال : إحسب pH لمحلول حمض الخل CH_3COOH تركيزه ٢ مول/لتر علماً أن :-

($K_a\,CH_3COOH = ١٫٨ \times ١٠^{-٥}$ لو ٦ = ٠٫٧٨) .

الحل :- $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

بما أن حمض الخل ضعيف إذاً نطبق العلاقة :-

$[H_3O^+] = \sqrt{[CH_3COOH]\,K_a} = \sqrt{٢ \times ١٫٨ \times ١٠^{-٥}} = \sqrt{٣٦ \times ١٠^{-٦}} = ٦ \times ١٠^{-٣}$ مول/لتر

$pH = -$ لو $٦ \times ١٠^{-٣} = ٣ -$ لو $٦ = ٣ - ٠٫٧٨ = ٢٫٢٢$

مثال : في محلول حمض الهيدروسيانيك HCN إذا كان $[CN^-] = ٠٫٠٤$ مول/لتر إحسب pH ؟

الحل :- $[CN^-] = [H_3O^+] = ٠٫٠٤$ إذاً $pH = -$ لو $٤ \times ١٠^{-٢} = ٢ -$ لو $٤ = ١٫٤$.

س) الجدول المجاور يتضمن قيم Ka لعدد من الحموض الضعيفة المتساوية في التركيز (٠,١ مول/لتر) أدرسه ثم أجب عما يليه من أسئلة علماً أن

لو ٥,٤٨ = ٠,٧٤ لو ٦,٧ = ٠,٨٣

لو ١٣,٤٢ = ١,١٣ لو ٧ = ٠,٨٥

الحمض (٠,١ مول/لتر)	Ka	$[H_3O^+]$	pH
HClO	3×10^{-8}	5.48×10^{-5}	٤,٢٦
HNO_2	4.5×10^{-4}	6.7×10^{-3}	٢,١٧
CH_3COOH	1.8×10^{-5}	13.42×10^{-4}	٢,٨٧
HCN	4.9×10^{-10}	7×10^{-6}	٥,١٥

① أي الحموض في الجدول هو الأقوى ؟

② أيها تعطي $[H_3O^+]$ أقل ما يمكن ؟

③ أيها له أعلى pH ؟

④ في محلول HClO لذي تركيزه 1×10^{-3} مول/لتر هل تكون قيمة pH أكبر أم أقل من ٣ ؟

الحل :- ① HNO_2 ② HCN ③ HCN

④ pH ستكون أكبر من ٣ ، وبسبب أن الحمض ضعيف ، لذ نعطي $[H_3O^+] = 1\times10^{-3}$

س) هل تتوقع أن تكون قيمة pH لمحلول HF تركيزه 1×10^{-4} مول/لتر أكبر أم أقل من ٤ ؟

س) معتمداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم Ka لبعض الحموض رتب محاليل الحموض حسب :-

① قوة الحمض ② pH

③ $[OH^-]$ ④ درجة التأين

⑤ التوصيل الكهربائي .

الحمض (٠,١ مول/لتر)	HF	C_6H_5COOH	H_2CO_3
Ka	6.8×10^{-4}	6.3×10^{-5}	4.3×10^{-7}

س) احسب قيمة pH لمحلول حمض جلشاريك HCOOH تركيزه ٠,١ مول/لتر إذا علمت أن ($Ka = 1.8\times10^{-4}$ لو ١,٢٤ = ٠,١٣) .

س) إحسب pH لمحلول حمض بنزويك تركيزه ٠,١ مول/لتر علماً أن :-

($Ka = 6.3\times10^{-5}$ لو ٧,٩٤ = ٠,٩) .

س) إحسب Ka للحمض الضعيف HX تركيزه ٠,١ مول/لتر و pH له يساوي ٤ .

س) في محلول الحمض الضعيف HBrO إذا كان $[BrO^-] = 4.55\times10^{-7}$ مول/لتر

إحسب تركيز الحمض HBrO . علماً أن $Ka = 4.55\times10^{-12}$.

س) في محلول الحمض HF إذا كان $[OH^-] = 3.8\times10^{-11}$ و $[HF] = ٠,١$ إحسب Ka

س) عند إذابة ٢,٧ غم من حمض HCN في كمية من الماء نتج محلول pH له يساوي ٥
إحسب حجم المحلول علماً أن (ك.م HCN = ٢٧ غم/مول Ka = ٥ × ١٠^-١٠) .

الحل :-

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5} \Leftarrow [H_3O^+] = \sqrt{Ka \times [HCN]}$.

$\Leftarrow 10^{-5} \times 10^{-5} = [HCN] \times 5 \times 10^{-10} \Leftarrow [HCN] \times 10^{-10} = 10^{-10} \times 1 \Leftarrow [HCN] = 0,2$ مول/لتر .

$\therefore \frac{ك}{ك.م} = ع \times ت \Leftarrow \frac{2,7 \text{ غم}}{27 \text{ غم/مول}} = ع \times 0,2$ مول/لتر $\Leftarrow ع = 0,5$ لتر .

س) إحسب كتلة الحمض HOCN اللازمة لتكوين محلول pH له يساوي ٥,٤ عندما تذاب في الماء علماً أن (ك.م HOCN = ٤٣ غم/مول ، Ka = ١ × ١٠^-٤) (لو٤ = ٠,٦)

الحل :-

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5,4} = 10^{0,6} \times 10^{-6} = 4 \times 10^{-6}$ مول/لتر .

$[H_3O^+] = \sqrt{Ka \times [HOCN]} \Leftarrow 16 \times 10^{-12} = 1 \times 10^{-4} \times [HOCN]$.

$\Leftarrow [HOCN] = 16 \times 10^{-8}$ مول/لتر .

$\Leftarrow ك_{HOCN} = ك.م \times ع \times ت$

$= 43 \text{ غم/مول} \times 1 \text{ لتر} \times 16 \times 10^{-8} \text{ مول/لتر} = 68,88 \times 10^{-10}$ غم .

س) تم إذابة ١٣,٢ غم من حمض بنزويك C_6H_5COOH في ٢ لتر ماء إذا علمت أن
ك.م = ١٢٢ غم/مول ، وأن $Ka = 6 \times 10^{-5}$ ، $[C_6H_5COOH] = 0,6$ مول/لتر ، لو٦ = ٠,٧٨
① pH للمحلول
② $[\bar{O}H]$
③ $[C_6H_5C\bar{O}O]$ في المحلول .

الحل :-

① $[H_3O^+] = \sqrt{[C_6H_5COOH] \times Ka} = \sqrt{6 \times 10^{-5} \times 6 \times 10^{-1}} = 6 \times 10^{-3}$ مول/لتر .

$pH = -$ لو $[H_3O^+] = -$ لو $6 \times 10^{-3} = 3 -$ لو $6 = 2,22$

② $[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{6 \times 10^{-3}} = 0,17 \times 10^{-11}$

③ $[C_6H_5C\bar{O}O] = [H_3O^+] = 6 \times 10^{-3}$ مول/لتر .

القواعد الضعيفة

لنأخذ القاعدة الافتراضية (B) ، إذا كانت هذه القاعدة ضعيفة فإن :-

$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ حيث $[B] \neq [BH^+] = [OH^-]$.

فإذا حسبنا $[OH^-]$ الناتج عنها يمكن حساب $[H_3O^+]$ ومن ثم pH ويمكن ذلك عن طريق ثابت إتزان القاعدة (Kb) كالآتي :-

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]} = K_c \Leftarrow \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = [H_2O]\,K_c$$

K_b

$$\therefore \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = K_b \Leftarrow \text{وبما أن } [BH^+] = [OH^-] \text{ إذاً يمكن :-}$$

$$[B]\,K_b = [OH^-]^2 \Leftarrow \sqrt{[B]\,K_b} = [OH^-]$$

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

$\Leftarrow$ ثم حساب pH

أيضاً $[OH^-] = [BH^+] \ll [B]$.

$\Leftarrow$ وبشكل عام فإن K_b : ثابت اتزان القاعدة يلاحظ أن علاقتها مع $[OH^-]$ طردية :-

↑ K_b ↑ $[OH^-]$ ↑ قوة القاعدة ↑ كمية البيريدينات في المحلول ↓ $[H_3O^+]$ ↑ pH

مثال :- إحسب pH لمحلول لقاعدة C_5H_5N تركيزها 1 مول/لتر علماً بأن :-

($K_b = 1.7 \times 10^{-9}$ لو 2,4 = 0,38) .

الحل :-

$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$

$[OH^-] = \sqrt{1 \times 1.7 \times 10^{-9}} = \sqrt{17 \times 10^{-10}} = 4.12 \times 10^{-5}$ مول/لتر .

$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4.12 \times 10^{-5}} = 0.24 \times 10^{-9} = 2.4 \times 10^{-10}$ مول/لتر

$pH = -\log 2.4 \times 10^{-10} = 10 - \log 2.4 = 10 - 0.38 = 9.62$.

مثال :- في محلول لأمونيا NH_3 إذا كان $[NH_4^+] = 0.2$ مول/لتر وأن $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

احسب ① $[H_3O^+]$ ② pH للمحلول . (علماً أن لو 5 = 0.7) .

الحل ① $[NH_4^+] = [OH^-] = 0.2$ مول/لتر . $\therefore [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-13}$.

② $pH = -\log 5 \times 10^{-14} = 14 - \log 5 = 13.3$

س) الجدول المجاور يبين قيم Kb لعدد من المحاليل الضعيفة المتساوية في التركيز (٠,٠٢ مول/لتر)
علماً أن (لو ٢,٩ = ٠,٤٥ ، لو ٣,٤ = ٠,٥٣)

القاعدة (٠,٠٢ مول/لتر)	Kb
١ CH_3NH_2	$1.X4,4^{-4}$
٢ NH_3	$1.X1,8^{-5}$
٣ N_2H_4	$1.X1,3^{-6}$
٤ C_5H_5N	$1.X1,7^{-9}$
٥ $C_6H_5NH_2$	$1.X4,3^{-10}$

① رتب القواعد في الجدول حسب قوتها

② احسب $[OH^-]$ للقاعدة رقم ١

③ احسب pH لمحلول من القاعدة رقم ٥

④ ما حمض المرافق للقاعدة رقم ٣

⑤ أكمل التفاعل الآتي ثم حدد الأزواج المترافقة

$C_6H_5NH_3^+ + C_5H_5N \rightleftharpoons$ ..... + ...

مثله س وزارة ٢٠١١ صيفية
س ص ٩٤ / متوقع

الحل :-

① ١ < ٢ < ٣ < ٤ < ٥ .

② $[OH^-] = \sqrt{1.X1,8^{-5} \times 2.X2^{-2}} = \sqrt{36.X10^{-8}} = 6.X10^{-4}$ مول/لتر .

③ $[OH^-] = \sqrt{1.X4,3^{-10} \times 2.X2^{-2}} = \sqrt{8,6.X10^{-12}} = 2,9.X10^{-6}$ مول/لتر .

$\therefore [H_3O^+] = \frac{1.X10^{-14}}{2,9.X10^{-6}} = 0,34.X10^{-8} = 3,4.X10^{-9}$

$\Leftarrow pH = -$ لو $3,4.X10^{-9} = 9 -$ لو $3,4 = 8,47$.

④ $N_2H_5^+$

⑤ $C_6H_5NH_3^+ + C_5H_5N \rightleftharpoons C_6H_5NH_2 + C_5H_5NH^+$
حمض قاعدة قاعدة مرافقة حمض مرافق

$\Leftarrow$ الأزواج المترافقة $C_6H_5NH_2 / C_6H_5NH_3^+$ ، $C_5H_5NH^+ / C_5H_5N$

س) هل تتوقع أن تكون قيمة pH لمحلول $1.X10^{-3}$ مول/لتر من القاعدة الضعيفة CH_3NH_2 أكبر أم أقل من ١١ وضح ذلك ؟

س) معتمداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم Ka لبعض القواعد الضعيفة رتب هذه القواعد حسب :-

القاعدة (١٠ مول/لتر)	NH_3	N_2H_4	C_5H_5N
Kb	$1.X1,8^{-5}$	$1.X1,3^{-6}$	$1.X1,7^{-9}$

① قوة القاعدة ② pH .

③ $[OH^-]$ ④ درجة التأين .

⑤ التوصيل الكهربائي .

س) وزارة ٢٠٠١ احسب pH لمحلول مكون من إذابة NH_3 تركيزها ٠,٤ مول/لتر علماً أن
($Kb_{NH_3} = 1.X1,8^{-5}$ لو ٢,٧ = ٠,٥٧)

س١) احسب pH لمحلول لبيريدين C_5H_5N تركيزه ٠,١ مول/لتر ($Kb = 1,5 \times 10^{-9}$) (لو ٢,٠٨ = ٠,٤)

س٢) احسب Kb للقاعدة الضعيفة (B) ، تركيز محلولها = ٠,٠٠١ مول/لتر و pH = ١٠,٨٢

علماً أن لو ١,٥ = ٠,١٨ ← س٢ ص ٧١ .

س٣) عند إذابة ٢,٣ غم من NH_2OH في كمية كافية من ماء تكون محلول pH له = ٩ إحسب حجم المحلول علماً أن (ك.م NH_2OH = ٣٣ غم/مول $Kb = 1 \times 10^{-8}$) .

الحل :-

$$NH_2OH + H_2O \rightleftharpoons NH_2OH_2^+ + OH^-$$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9}$ ← $[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5}$

$[OH^-] = \sqrt{[NH_2OH]\,Kb}$ ← $1 \times 10^{-5} = \sqrt{[NH_2OH] \times 1 \times 10^{-8}}$. وبتربيع الطرفين ينتج

$[NH_2OH] = 1 \times 10^{-2}$ مول/لتر ← $[NH_2OH] = \frac{1 \times 10^{-10}}{1 \times 10^{-8}}$

∴ $\frac{ك}{ك.م} = ع \times ت$ ← $\frac{٢,٣ \text{ غم}}{٣٣ \text{ غم/مول}} = ع \times 1 \times 10^{-2}$ مول/لتر ← ع = ١٠ لتر

س٤) إحسب كتلة أمونيا NH_3 اللازم إذابتها في ماء لتحضير محلول حجمه ٤٠٠ مل و pH له يساوي ١٢ (ك.م NH_3 = ١٧ غم/مول $Kb = 1,8 \times 10^{-5}$) .

الحل :-

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12}$ ← $[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}} = 1 \times 10^{-2}$ مول/لتر .

$1 \times 10^{-2} = \sqrt{[NH_3]\,Kb}$ ← $1 \times 10^{-4} = 1,8 \times 10^{-5} [NH_3]$.

∴ $[NH_3] = \frac{1 \times 10^{-4}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56$ مول/لتر .

∴ ك NH_3 = ك.م × ع × ت

= ١٧ غم/مول × ٠,٤ لتر × ٥,٥٦

= ٣٧,٨ غم .

القوى النسبية للحموض والقواعد

عرفنا سابقاً أن الحموض والقواعد تتفاوت في قوتها حيث يمكن مقارنة الأحماض والقواعد الضعيفة مع بعضها إعتماداً على قيم Ka ، Kb ، pH ..... ويستفاد من ذلك معرفة مضار كل محلول وكيفية استخدامه وأين يستخدم ، ومن الواجب أن المواد القوية تختلف عن الضعيفة ولمعرفة مفهوم القوى النسبية لابد من دراسة القواعد الآتية :-

① تفاعل المادة القوية في الماء تفاعل غير منعكس لذلك فإنه يفضل دائماً جهة النواتج .

مثل :- 1) $HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

2) $LiOH + H_2O \longrightarrow Li^+ + OH^-$

② تفاعل المادة الضعيفة مع الماء تفاعل منعكس ، دائماً يفضل جهة المتفاعلات

مثل :- 1) $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$.

2) $N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$

⇐ تذكر أن : الحمض والقاعدة الضعيفة لا تتأين بشكل كامل وأن تركيز الحمض أو القاعدة أو صيغة أكبر بكثير من الأيونات الناتجة « هذا لأن التفاعل يفضل جهة المتفاعلات » .

③ عندما يتفاعل حمض مع قاعدة « غير الماء » فإن التفاعل يفضل جهة المواد الأضعف

وهنا يمكن تحديده من Ka ، Kb ، pH ، $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$.

مثال :- أكمل التفاعل الآتي ثم حدد الجهة التي يرجحها الاتزان :-

$$H_3ASO_4 + F^- \rightleftharpoons ??$$

علماً أن ($Ka_{H_3ASO_4} = 10^{-2} \times 5$ ، $Ka_{HF} = 7.5 \times 10^{-4}$)

الحل :-

$$H_3ASO_4 + F^- \rightleftharpoons H_2ASO_4^- + HF$$

حمض مرافق قاعدة مرافقة قاعدة حمض

⇐ من قيم Ka نضبط أن H_3ASO_4 أقوى من HF إذاً الاتزان يرجح كفة النواتج (اليمين) .

④ قاعدة عامة : كلما كانت المادة (حمض أو قاعدة) أقوى نتج عنها مادة مرافقة أضعف وكلما كانت المادة (حمض أو قاعدة) أضعف نتج عنها مادة مرافقة أقوى .

(*) وهذا ينطبق على محاليل الحموض والقواعد القوية (تامة التأين) .

مثال : أي القاعدتين هي الأقوى F^- أم HS^- علماً أن :-

($Ka_{HF} = 7.5 \times 10^{-4}$ ، $Ka_{H_2S} = 1 \times 10^{-7}$) .

الحمض الأقوى هو HF لذلك فإن قاعدته المرافقة هي الأضعف ولذلك HS أقوى كقاعدة

مثال :- أكمل كل من التفاعلات الآتية ثم حدد الجهة التي يرجحها الاتزان :-

1) $HBr + H_2O \longrightarrow \text{.....} + \text{.....}$

2) $KOH + H_2O \longrightarrow \text{.....} + \text{.....}$

3) $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$

4) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$

5) $NH_4^+ + N_2H_4 \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$ ($N_2H_4 Kb = 1.3 \times 10^{-6}$ ، $NH_3 Kb = 1.8 \times 10^{-5}$)

6) $NH_4^+ + H_2ASO_4^- \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$ ($H_2ASO_4 Ka = 1.0 \times 10^{-3}$ ، $NH_4^+ Ka = 0.6 \times 10^{-10}$)

7) $HF + NH_3 \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$ ($NH_4^+ Ka = 0.6 \times 10^{-10}$ ، $HF Ka = 7.2 \times 10^{-4}$)

س) في الجدول المجاور خمسة محاليل حمضية إعتماداً على المعلومات الواردة في الجدول أجب عما يأتي :-

الحمض (0.1 مول/لتر)	المعلومات
HX	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}$
HY	$[Y^-] = 1 \times 10^{-2}$
HZ	pH = 5
HW	$Ka = 5 \times 10^{-10}$
HA	pH = 1.8

① ما هي الحموض القوية وما هي الحموض الضعيفة ؟

② رتب المحاليل الحمض حسب قدرة محاليلها على توصيل التيار الكهربائي

③ رتب محاليل الحمض حسب قيم pH (لو 2.24 = 0.35)

④ إحسب $[OH^-]$ لمحلول الحمض HA (لو 1.6 = 0.2)

⑤ أكمل التفاعل الآتي ثم حدد جهة الاتزان ؟

$HX + Z^- \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$

⑥ أي الأحماض في الجدول يمثل حمض الكبريتيك H_2SO_4 وكيف ذلك ؟

الحل :-

① نلاحظ أن جميع الأحماض لها نفس التركيز والمساوي 1×10^{-2} مول/لتر أي أن الحمض القوي فيها ستكون قيمة pH له تساوي 2 أو أقل وغير ذلك (أكبر من 2) ستكون حمضاً ضعيفاً .

← عند تحويل المعلومات إلى pH ينتج أن pH = HX 2 = HY 2 = HZ 5 = HW 5.25 = HA 1.8

∴ الحموض القوية هي HY ، HA ، والحموض الضعيفة هي HX ، HZ ، HW .

② $HW < HZ < HX < HY < HA$.

③ $HW > HZ > HX > HY > HA$.

④ $[H_3O^+] = 10^{-1.8} = 10^{0.2} \times 10^{-2} = 1.6 \times 10^{-2}$ ∴ $[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.6 \times 10^{-2}} = 6.25 \times 10^{-13}$.

⑤ $HX + Z^- \rightleftharpoons HZ + X^-$ الاتزان يرجح نحو النواتج (نحو اليمين) .

⑥ حمض HA لأن pH له أقل من 2 وهذا متوقع لأن H_2SO_4 ثنائي التفكك أي أن $[H_3O^+] = 2 \times 0.1$ وعندها pH ستكون أقل من 2 أي (HA) .

س وزارة ٢٠١٠ شتوية

المعادلات الآتية تمثل تفاعلات محاليل الحموض (H_2SO_3 ، HCN ، HF) بالمتساوية في التركيز فإذا كان الاتزان في التفاعلات جميعها يرجح الاتجاه الأمامي (→) أجب عما يأتي :-

① ما صيغة القاعدة المرافقة الأقوى ؟ $H_2SO_3 + CN^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HCN$.

② ما صيغة الحمض الذي له أعلى Ka ؟ $H_2SO_3 + F^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HF$.

③ أي المحاليل الحمضية له أعلى pH . $HF + CN^- \rightleftharpoons F^- + HCN$.

④ أي المحلولين HF أم HCN يكون $[OH^-]$ فيه صغير الأقل ؟

⑤ أي الحموض المذكورة أكثر تأيناً في الماء ؟

١٠ علامات

س وزارة ٢٠١٤ شتوية

يبين الجدول المجاور قيم Ka ، Kb التقريبية لعدد من محاليل الحموض والقواعد الضعيفة المتساوية التركيز ادرسه ثم أجب عن الأسئلة الآتية :-

المحلول	قيم Ka ، Kb
HNO_2	$Ka = 4 \times 10^{-4}$
CH_3COOH	$Ka = 1 \times 10^{-5}$
H_2CO_3	$Ka = 4 \times 10^{-7}$
CH_3NH_2	$Kb = 4 \times 10^{-4}$
C_5H_5N	$Kb = 1 \times 10^{-5}$

① اكتب صيغة الحمض الأقوى

② اكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لمحلولها أعلى pH .

③ أي الحموض يتأين بدرجة ضئيلة جداً .

④ أي المحلولين CH_3COOH أم H_2CO_3 يكون فيه $[OH^-]$ صغير الأقل ؟

⑤ حدد الجهة التي يرجحها الاتزان عند تفاعل HNO_2 مع CH_3COO^-

⑥ اكمل المعادلة الآتية ثم حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة

$CH_3NH_2 + C_5H_5NH^+ \rightleftharpoons$ ..... + ...

١٤ علامة

س) الجدول المجاور يبين قيم pH لبعض المحاليل ادرسه ثم أجب عما يليه من أسئلة :-

المحلول	١	٢	٣	٤
قيم pH	٠	٥,٤	٧	١٣

① أي المحاليل يمثل قاعدة

② أي المحاليل يكون فيه $[OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ مول/لتر

③ احسب $[H_3O^+]$ للمحلول رقم ٢ ($\log 4 = 0.6$)

④ أي المحاليل يكون فيه $[H_3O^+] = [OH^-]$.

⑤ أي المحاليل يمثل حمض HCl تركيزه ١ مول/لتر .

⑥ إذا علمت أن المحلول رقم ٢ يمثل الحمض HX وأن المحلول رقم ٤ يمثل القاعدة B .
اكتب معادلة التفاعل بين المادتين وحدد الأزواج المترافقة .

⑦ أي المحاليل يمتلك المادة التي تعطي القاعدة المرافقة الأقوى .

⑧ أي المحاليل المواد يمتلك التركيب (حمضي وقاعدي) ؟

الفصل الثاني : الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة والمحاليل المنظمة

ذكرنا سابقاً أن تفاعل الحمض مع القاعدة ينتج ملح وماء . وفي هذا الفصل سنهتم بدراسة الأملاح وخصائصها وطبيعة تأثيرها على مختلف المحاليل وهل تُغيّر من قيمة pH للمحاليل ؟

⇐ الأملاح : هي مركبات أيونية تنتج من تفاعل الحمض مع القاعدة وتتأين كلياً في الماء .

⇐ الأملاح تؤثر على المحاليل المختلفة وتغير من قيمة pH لها وذلك حسب القواعد الآتية :-

[1] عندما يتفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية ينتج ملح لا تأثيره متعادل في المحلول مثل :-

الأملاح الناتجة هنا لا تؤثر على قيمة pH للمحلول .

$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$.

$KOH + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$

$Ba(OH)_2 + HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + H_2O$.

[2] عندما يتفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة ينتج ملح ذو تأثير حمضي مثل :-

الأملاح الناتجة من تقلل من قيمة pH للمحلول .

$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$.

$CH_3NH_2 + HBr \longrightarrow CH_3NH_3Br + H_2O$.

[3] عندما يتفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية ينتج ملح ذو تأثير قاعدي مثل :-

الأملاح الناتجة هنا ترفع من قيمة pH للمحلول .

$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$.

$HF + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaF_2 + 2H_2O$.

$HNO_2 + KOH \longrightarrow KNO_2 + H_2O$.

أمثلة :-

① كم تتوقع أن تصبح قيمة pH عند إضافة ملح $LiNO_3$ على ماء لينقي ؟

الحل : ملح نترات الليثيوم $LiNO_3$ تأثيره متعادل (لا يؤثر على قيمة pH) والماء لينقي pH له = 7

إذاً لا يؤثر على قيمة pH وستبقى 7 .

② ماذا سيحدث لقيمة pH عند إضافة ملح أسيتات الصوديوم CH_3COONa على ماء لينقي .

الحل :- CH_3COONa ملح ذو تأثير قاعدي لذلك سترتفع قيمة pH لتصبح أكبر من 7 .

③ ماذا سيحدث لقيمة pH عند إضافة ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl على محلول من NH_3 .

الحل : ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl تأثيره حمضي لذلك سيقلل من قيمة pH

④ ما هو لون ورقة عباد الشمس المناسبة للكشف عن محلول ملح NaF (فلوريد الصوديوم) ؟

الحل :- NaF ملح قاعدي التأثير لذلك تستخدم ورقة عباد الشمس الحمراء ، وتتحول إلى اللون الأزرق .

التميّه

التميّه : قدرة أيونات الملح على التفاعل مرّة أخرى مع الماء لإنتاج H_3O^+ ، OH^- أي إنتاج الحمض أو القاعدة الأصلية .

⇐ يحدث التميّه للأملاح حسب القواعد الآتية :-

1. كل أيون (- أو +) ناتج عن مادة قوية لا يتميّه ... مثل :-

ClO_4^- ، NO_3^- ، SO_4^{-2} ، I^- ، Br^- ، Cl^- ، Ba^{+2} ، Ca^{+2} ، Li^+ ، K^+ ، Na^+

2. كل أيون (- أو +) ناتج عن مادة ضعيفة يتميّه .... مثل :-

NH_3^+ ، $N_2H_5NH^+$ ، NH_4^+ ، CO_3^{-2} ، SO_3^{-2} ، NO_2^- ، CH_3COO^- ، F^-

⇐ بشكل عام فإن :

أ) كل أيون موجب $\oplus^+$ ناتج عن قوي : يعتبر حمض مرافق ضعيف نسبياً لا يتميه

ب) كل أيون سالب $\ominus^-$ ناتج عن قوي : يعتبر قاعدة مرافقة ضعيفة نسبياً لا تتميه

ج) كل أيون موجب $\oplus^+$ ناتج عن ضعيف : يعتبر حمض مرافق قوي نسبياً يتميه .

د) كل أيون سالب $\ominus^-$ ناتج عن ضعيف : يعتبر قاعدة مرافقة قوية نسبياً تتميه .

مثال : هل يتميه ملح أسيتات الصوديوم في الماء وضح ذلك ؟

$CH_3COONa + H_2O \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$ (ملح تأثيره قاعدي)

Na^+ : (لا يتميه) حمض مرافق ضعيف نسبياً

CH_3COO^- : قاعدة مرافقة قوية نسبياً (تتميه)

ومعادلة التميّه تكتب كالآتي :-

$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ (معادلة التميّه)

⇐ نلاحظ أن الملح بعد التميه ساعد على انتاج أيونات OH^- وهذا ما يجعل قيمة pH ترتفع .

مثال : هل يتميه ملح بروميد الأمونيوم في الماء وضح ذلك ؟

$NH_4Br + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + Br^-$ (ملح تأثيره حمضي)

Br^- : (لا يتميه) قاعدة مرافقة ضعيفة نسبياً

NH_4^+ : حمض مرافق قوي نسبياً (يتميه)

ومعادلة التميّه تكتب كالآتي :-

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

⇐ نلاحظ أن الملح بعد التميه ساعد على إنتاج H_3O^+ وهذا ما يجعل قيمة pH تنخفض .

س) أي الأملاح التالية يتميه في الماء وضح ذلك بالمعادلات ؟

① KCN ② $BaCl_2$ ③ $CH_3NH_3NO_3$ ④ CaI_2 ⑤ $(N_2H_5)_2SO_4$

س) عند إذابة كربونات الصوديوم Na_2CO_3 في الماء هل تتوقع أن تكون قيمة pH للمحلول أكبر أم أقل من 7 ؟ وضح ذلك بالمعادلات .

س) عند إذابة ملح كلورات الصوديوم $NaClO_4$ في الماء هل تتوقع أن تكون قيمة pH للمحلول أكبر أم أقل أم تساوي 7 ؟

من جميع ما سبق يمكن وضع قاعدة عامة للمقارنة بين المواد حسب قيم pH دون وجود قيم حقيقية وهي كالآتي :- « مرتبة من الأعلى pH إلى الأقل »

قاعدة قوية أحادية التفكك > قاعدة قوية ثنائية التفكك > قاعدة ضعيفة > ملح تأثيره قاعدي > ملح متعادل > ملح تأثيره حمضي > حمض ضعيف > حمض قوي أحادي H > حمض قوي ثنائي التفكك

مثال :- الجدول المجاور يبين قيم pH لعدد من المحاليل ، والمطلوب مواد مختلفة . ضع كل مادة من هذه المواد في المكان المناسب لها في الجدول :-

NH_3 ، $HCOOH$ ، $LiBr$ ، H_2SO_4 ، KOH ، $HClO_4$ ، $Ba(OH)_2$ ، $NaHS$ ، NH_4NO_3 .

قيمة pH	١٣	١١,٥	٩	٧,٩	٧	٦,٣	٥	٣	٠,٧
المحلول المناسب									

س وزارة ٢٠٠٣ إعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيمة pH لكل من محاليل الأملاح KX ، KY ، KZ أدرسه ثم أجب عما يليه من أسئلة :-

محلول الملح (١ مول/لتر)	pH
KX	١٠
KY	٧
KZ	٩

① رتب محاليل الحموض HX ، HY ، HZ حسب قوتها تصاعدياً .

② أكتب معادلة تفاعل Z^- مع الماء ثم حدد المزدوجين المترافقين .

③ بين ماذا يحدث لقيمة pH لمحلول KY إذا خفف تركيزه إلى الربع مول/لتر « خفف عشرة أضعاف » .

④ أكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل بين محلول الحمض HZ وملح KX ثم بين الجهة التي يرجحها الإتزان في التفاعل .

إضافي ⑤ أكتب صيغة القاعدة المرافقة لـ HZ .

إضافي ⑥ أي المحاليل يمثل ملح فلوريد البوتاسيوم KF (علماً أن $Ka_{HF} = 10^{-4} \times 1$ ، $Ka_{HCN} = 10^{-10} \times 1$) وأيها يمثل ملح سيانيد البوتاسيوم KCN .

س) وزارة ٢٠١٣ : فسر بالمعادلات فقط لأثر لملح $NaNO_2$ القاعدي لمحلوله المائي ؟

الحل :-

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

$$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^- \quad \text{(لا يتميه)}$$

← انتاج OH^- دليل على قاعدية الملح .

س) وزارة ٩٩ : تزداد قيمة pH عند إذابة ملح NaF في الماء . فسر ذلك ؟

الحل :-

$$NaF \xrightarrow{H_2O} Na^+ + F^-$$

$$F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^- \quad \text{(لا يتميه)}$$

← انتاج OH^- يزيد من pH للمحلول .

س) وزارة ٢٠٠٢ : فسر السلوك الحمضي لأيون NH_4^+ حسب مفهوم برونستد-لوري .

الحل :-

$$NH_4^+ \xrightarrow{H_2O} NH_3 + H_3O^+$$

← إنتاج H_3O^+ يزيد من حامضية المحلول فيقل pH .

س) وزارة ٢٠٠٣ : فسر السلوك الحمضي لـ CH_3COOH حسب أ- مفهوم برونستد لوري ب- لويس

الحل :- أ) $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ انتاج H_3O^+ دليل على أنه مانح بروتون (حمض) .

ب) حسب لويس فإن CH_3COOH قادر على استقبال زوج $\bar{e}$ لأنه يمتلك فلك فارغ .

س) وزارة ٢٠٠٤ : فسر يعد أيون Ni^{+2} حمضاً حسب مفهوم لويس (العدد الذري لـ Ni = ٢٨) .

الحل : حسب لويس فإن الحمض هو مادة قادرة على استقبال زوج أو أكثر من $\bar{e}$ وبما أن Ni^{+2} أيون موجب (فقد $\bar{e}$) إذاً أصبح لديه فلك فارغ ليستطيع استقبال $\bar{e}$.

س ٩٣ حر ⓐ اكتب معادلة موزونة تفسر الأثر القاعدي لمحلول $NaHCO_3$.

ⓑ اكتب معادلة موزونة تفسر أثر الحمضي لمحلول CH_3NH_3Cl .

الحل :-

أ)

$$NaHCO_3 + H_2O \longrightarrow Na^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^- \quad \text{(لا يتميه)}$$

← إنتاج OH^- دليل على أن الملح ذو تأثير قاعدي

ب)

$$CH_3NH_3Cl + H_2O \longrightarrow CH_3NH_3^+ + Cl^-$$

(لا يتميه)

$$CH_3NH_3^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_2 + H_3O^+$$

" إنتاج H_3O^+ دليل على حامضية الملح "

س٣ ٢٠٠٨ صيفية : الجدول الآتي يبين عدداً من المحاليل الافتراضية وقيم pH لها أدرسه ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :-

المحلول الافتراضي	A	B	C	D	E	F
pH	٤,٥	٨,٧	٠	٧	١٢	١

← أي المحاليل يمثل :-

① لقاعدة بقوى ② محلول NaCl

③ محلول $[HNO_3]$ = ١٠ مول/لتر ④ قاعدة فيها $[OH^-] = 10 \times 10^{-6}$ مول/لتر ⑤ محمضاً فيه $[H_3O^+] = 10 \times 2^{-5}$ مول/لتر

س٥ ٢٠١٥ صيفية : أدرس الجدول الذي يتضمن عدداً من محاليل الحموض والقواعد والأملاح المساعدة في التركيز (١ مول/لتر) وتركيز $[H_3O^+]$ لكل منها إذا علمت أن $K_w = 1 \times 10^{-14}$

١٥ علامة

المحلول	$[H_3O^+]$ مول/لتر
الحمض HA	4×10^{-5}
الحمض HB	1×10^{-3}
القاعدة X	1×10^{-11}
القاعدة Y	1×10^{-10}
الملح KM	2×10^{-8}
الملح KZ	1×10^{-9}

① أي الحمضين بالمافقين حمض بقوى YH^+ أم XH^+ ؟

② أيهما أضعف كقاعدة A^- أم B^- ؟

③ أكتب معادلة تفاعل الحمض HA مع الملح KB ثم حدد الجهة التي يرجحها الإتزان .

④ أي محاليل القواعد في الجدول له أعلى $[OH^-]$.

⑤ أي الحمضين HM أم HZ له أعلى قيمة Ka .

⑥ إحسب قيمة Ka للحمض HA .

إضافي ⑦ إحسب قيمة pH لمحلول القاعدة Y

س) في الجدول المجاور ستة محاليل مختلفة ، اعتماداً على المعلومات الواردة لكل منها أجب عن الأسئلة الآتية :-

المحلول (١ مول/لتر)	المعلومات
القاعدة A	$K_b = 1 \times 10^{-6}$
الحمض HB	$K_a = 1 \times 10^{-8}$
القاعدة C	$[OH^-] = 1 \times 10^{-3}$
الحمض HD	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4}$
الملح NaX	pH = ٨
الملح NaZ	pH = ٥

① أيهما أضعف كقاعدة A أم C ؟

② أيهما أقوى كحمض HB أم HD ؟

③ إحسب قيمة pH لمحلول القاعدة A .

④ أكتب معادلة صحيحة تمثل التفاعل بين محلول الحمض HD مع الملح KB ثم

أ) حدد الجهة التي يرجحها الإتزان .

ب) حدد الزوجين بالمافقين من الحمض والقاعدة .

⑤ أي الحمضين ينتج عند تأينه $[H_3O^+]$ أعلى HX أم HZ ؟

⑥ أيهما أقوى قاعدة مرافقة X^- أم Z^- ؟

⑦ إحسب قيمة Ka لمحلول الحمض HD .

⑧ أكتب معادلة تفاعل بين محلول الحمض HB مع محلول القاعدة A .

تأثير الأيون المشترك

الأيون المشترك : هو أيون (- أو +) أي هو حمض مرافق أو قاعدة مرافقة ناتجة عن تأين حامضين هما حمض ضعيف وملح أو قاعدة ضعيفة وملح .

⇐ مثال : حيد الأيون المشترك عند عمل محلول مكون من الحمض HF والملح NaF .

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

$$NaF \xrightarrow{H_2O} Na^+ + F^-$$

⇐ نلاحظ أن المادة التي إشترك في تكوينها كلاً من الحمض والملح هي F^- لذلك تسمى الأيون المشترك ولا ننسى أن F^- قاعدة مرافقة قوية (تميه) نسبياً .

⇐ ملحوظة هامة جداً : محلول الأيون المشترك يسمى أيضاً بالمحلول المنظم حيث سيرد لاحقاً .

لكن ما تأثير إضافة محلول من ملح على حامض المحلول الحمضي أو القاعدي وهل تتأثر قيمة pH للمحلول لمعرفة ذلك سندرس المثال الآتي :-

⇐ مثال : وضح أثر إضافة ملح NH_4Br على محلول NH_3 ؟ وعلى pH ؟ .

* معادلة NH_3 : $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

* معادلة الملح : $NH_4Br \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Br^-$

⇐ النتيجة : زيادة تركيز NH_4^+ (حمض مرافق قوي نسبياً أي تميه في الماء) .

* معادلة التميه : $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

⇐ النتيجة النهائية : إضافة الملح NH_4Br ساهمت في زيادة $[H_3O^+]$ في المحلول وبالتالي زيادة حامضية المحلول وبالتالي نقصان قيمة pH وهذا ما عرفناه سابقاً .

⇐ وضح أثر إضافة ملح CH_3COONa على محلول CH_3COOH وعلى قيمة pH ؟ .

* معادلة CH_3COOH : $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

* معادلة الملح : $CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$

⇐ النتيجة : زيادة تركيز CH_3COO^- (قاعدة مرافقة قوية نسبياً أي تميه في الماء) .

* معادلة التميه : $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$

⇐ النتيجة النهائية : إضافة الملح CH_3COONa ساهمت في زيادة $[OH^-]$ في المحلول وبالتالي زيادة قاعدية المحلول وبالتالي زيادة قيمة pH للمحلول .

س و ج

← السؤال إذن : كيف نستطيع أن نحسب رياضياً قيمة pH لمحلول حمضي أو قاعدي بعد إضافة الملح ؟ وما هو مقدار التغير في قيمة pH (ΔpH) ؟

(أ) قبل إضافة ملح .... (pH_1)

للحمض ← $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times [\text{الحمض}]}$ ثم $pH = -\log [H_3O^+]$.

للقاعدة ← $[OH^-] = \sqrt{K_b \times [\text{القاعدة}]}$ ثم $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$ ثم $pH = -\log [H_3O^+]$.

(ب) بعد إضافة ملح ..... (pH_2)

للحمض ← $[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$ ثم $pH = -\log [H_3O^+]$.

للقاعدة ← $[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$ ثم $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$ ثم $pH = -\log [H_3O^+]$.

← ثم $\Delta pH = pH_{(\text{الأكبر})} - pH_{(\text{الأصغر})}$

[الملح : أيونات الملح التي تتميّه]

مثال :- إحسب pH لمحلول مكون من الحمض HNO_2 تركيزه ٠,٢ مول/لتر وملح KNO_2 تركيزه ٠,١ مول/لتر علماً أن ($K_a = ٤,٥ \times 10^{-٤}$ ، لو ٩ = ٠,٩٥) .

الحل :- « المحلول تكون من حمض ضعيف وملح » إذن

$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} = ٤,٥ \times 10^{-٤} \times \frac{٠,٢}{٠,١} = 9 \times 10^{-٤}$ مول/لتر

$\therefore pH_2 = -\log 9 \times 10^{-٤} = ٤ - \log 9 = ٤ - ٠,٩٥ = ٣,٠٥$

مثال : إحسب التغير في قيمة pH (ΔpH) عند إضافة ملح CH_3COONa تركيزه ٠,١ مول/لتر على محلول حمض الخل CH_3COOH تركيزه ٠,٢ مول/لتر علماً أن :-

($K_a = ١,٨ \times 10^{-٥}$ ، لو ٦ = ٠,٧٨ ، لو ٣,٦ = ٠,٥٦)

الحل : نحسب pH_1 : $[H_3O^+] = \sqrt{١,٨ \times 10^{-٥} \times ٠,٢} = \sqrt{٣٦ \times 10^{-٨}} = 6 \times 10^{-٤}$

$pH_1 = -\log 6 \times 10^{-٤} = ٤ - \log ٦ = ٣,٢٢$.

← نستطيع مسبقاً معرفة أن pH_2 ستكون أكبر من pH_1 لأن تأثير الملح على المحلول قاعدي

نحسب pH_2 : $[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} = ١,٨ \times 10^{-٥} \times \frac{٠,٢}{٠,١} = ٣,٦ \times 10^{-٥}$

$pH_2 = -\log ٣,٦ \times 10^{-٥} = ٥ - \log ٣,٦ = ٤,٤٤$ ثم $\Delta pH = ١,٢٢$

« إذاً إضافة ملح CH_3COONa على حمض الخل سببت زيادة في pH مقدارها ١,٢٢ »

س) لديك محلول مكوّن من حمض الخل CH_3COOH تركيزه ٠,٢ مول/لتر و pH له يساوي ٢,٧٢
فإذا أضفنا إلى المحلول ملح أسيتات الصوديوم CH_3COONa تركيزه ٠,٣ مول/لتر ، علماً أن :-
(حجم المحلول ثابت ، $K_a = ١,٨ \times ١٠^{-٥}$ لو ١,٢ = ٠,٠٨)
① حدد الأيون المشترك ② احسب التغير في قيمة pH (ΔpH) بعد إضافة الملح .

الإجابات ① CH_3COO^- ② $\Delta pH = ٢,٢$

س) محلول مكوّن من الحمض HCN تركيزه ١,٠ مول/لتر ، وملح NaCN بتركيز ٠,٢ مول/لتر فإذا علمت أن :-
(K_a HCN $= ٤,٩ \times ١٠^{-١٠}$ لو ٧ = ٠,٨٥ لو ٢,٤٥ = ٠,٣٩)
① حدد الأيون المشترك ② احسب ΔpH .

الإجابات ① CN^- ② $\Delta pH = ٤,٤٦$

س) محلول مكوّن من القاعدة NH_3 بتركيز ٠,٠٥ مول/لتر وملح NH_4Cl بتركيز ١,٠ مول/لتر
فإذا علمت أن (K_b $_{NH_3} = ١,٨ \times ١٠^{-٥}$ لو ٢,٢ = ٠,٥٢ لو ٩ = ٠,٩٥ لو ١,١ = ٠,٠٤)
① الأيون المشترك ② احسب ΔpH .

س ص ٨٠

الحل :-

① $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ الأيون المشترك هو NH_4^+

$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$

② حساب pH_1 : $[OH^-] = \sqrt{١,٨ \times ١٠^{-٥} \times ٠,٠٥} = \sqrt{٩ \times ١٠^{-٨}} = ٣ \times ١٠^{-٤}$ مول/لتر .

$\therefore [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٣ \times ١٠^{-٤}} = ٣,٣ \times ١٠^{-١١}$ ⇐ $pH_1 = -\log ٣,٣ \times ١٠^{-١١} = ١٠,٤٨$.

حساب pH_2 : $[OH^-] = Kb \times \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]} = ١,٨ \times ١٠^{-٥} \times \frac{٠,٠٥}{١ \times ١٠^{-١}} = ٩ \times ١٠^{-٧}$ مول/لتر

$\therefore [H_3O^+] = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٩ \times ١٠^{-٧}} = ١,١ \times ١٠^{-٨}$ ⇐ $pH_2 = -\log ١,١ \times ١٠^{-٨} = ٧,٩٦$

⇐ $\Delta pH = ١٠,٤٨ - ٧,٩٦ = ٢,٥٢$ « نلاحظ أن الفرق في pH كبير لأنه تركيز NH_3 أصلاً قليل وأضفنا عليه ملح تأثيره حمض بتركيز عالي »

س) محلول من حمض HF تركيزه ١,٠ مول/لتر أذبنا فيه كمية من ملح NaF حتى أصبح $[F^-] = ١,٠$ مول/لتر
فإذا علمت أن (K_a HF $= ٧,٢ \times ١٠^{-٤}$ لو ٨,٥ = ٠,٩٣ لو ٧,٢ = ٠,٨٦)
① حدد الأيون المشترك ② احسب ΔpH ③ ما صفة أثر الملح NaF على المحلول .

الإجابات ① F^- ② $\Delta pH = ١,٠٧$ ③ قاعدي .

س) احسب كتلة ملح KClO اللازم إضافتها إلى محلول الحمض HClO تركيزه ١,٠ مول/لتر وحجمه يساوي ٥,٠ لتر ليعطي محلول نهائي pH له تساوي ٥ علماً أن :

(K_a HClO = ٣×١٠^{-٨} ك.م KClO = ٩١,٥ غم/مول)

الحل :-

نبدأ دائماً بالمطلوب : ك KClO = ك.م × ع × ت ← نحصل على [ملح] من pH .

وقانون الأيون المشترك للحمض .

∴ $[H_3O^+] = ١٠^{-pH} = ١٠^{-٥}$ « $[H_3O^+]$ بعد اضافة الملح لذلك : - » .

$[H_3O^+] = K_a \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} \Leftarrow ١٠^{-٥} = ٣ \times ١٠^{-٨} \times \frac{١}{[\text{ملح}]} \Leftarrow [\text{ملح}] = ٣ \times ١٠^{-٣}$ مول/لتر .

$KClO + H_2O \rightarrow K^+ + ClO^-$ ← نلاحظ أن [الملح] = $[ClO^-] = ٣ \times ١٠^{-٣}$ لذلك :

٣×١٠^{-٣} $\quad$ ٣×١٠^{-٣}

∴ ك KClO = ك.م × ع × ت

= ٩١,٥ غم/مول × ٠,٥ لتر × ٣×١٠^{-٣} مول/لتر = ١٤,٠٠٠ غم .

س ص ٩١ : كم غرام من NH_4Cl يلزم إضافتها إلى ٥٠٠ مل من محلول NH_3 تركيزه ١,٠ مول/لتر ليعطي محلول pH له تساوي ٩ علماً أن ($K_b = ١,٨ \times ١٠^{-٥}$ ك.م NH_4Cl = ٥٣,٥ غم/مول)

الإجابة ك = ٢,٨٤ غم

س) عند إذابة ٤,٧ غم من حمض HNO_2 في كمية من الماء ثم بعد إضافة ٠,٢ مول/لتر إلى هذا المحلول من الملح KNO_2 كانت pH للمحلول الناتج ٣,٩٥ فإذا علمت أنك :

(K_a $HNO_2 = ٤,٥ \times ١٠^{-٤}$ ك.م HNO_2 = ٤٧ غم/مول لو ١,١٢ = ٠,٠٥) احسب حجم المحلول .

الحل :-

$[H_3O^+] = ١٠^{-pH} = ١٠^{-٣,٩٥ + ٤ - ٤} = ١٠^{-٤} \times ١,١٢ = ١,١٢ \times ١٠^{-٤}$ مول/لتر .

$[H_3O^+] = K_a \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{ملح}]} \Leftarrow ١,١٢ \times ١٠^{-٤} = ٤,٥ \times ١٠^{-٤} \times \frac{[\text{الحمض}]}{٠,٢} \Leftarrow [\text{الحمض}] = ٠,٠٥$ مول/لتر

ك.م / ك = ع × ت ⇐ ٤٧ غم/مول / ٤,٧ غم = ع × ٠,٠٥ مول/لتر .

١ مول = ع × ٠,٠٥ مول/لتر

ع = ٢٠ لتر

$KNO_2 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_2^-$ ← نلاحظ أن $[KNO_2] = [NO_2^-] = ٠,٢$ لذلك :

٠,٢ $\quad$ ٠,٢

س) تم إذابة ٨,١ غم من ملح $(N_2H_5)_2SO_4$ في محلول N_2H_4 تركيزه ١ مول/لتر فإذا كانت pH للمحلول الناتج يساوي ١٠ ، $K_b = 1 \times 10^{-6}$ ، ك.م $(N_2H_5)_2SO_4$ = ١٦٢ غم/مول فاحسب حجم محلول الملح ؟

الحل :- $[H_3O^+] = 10^{-10}$ ⇐ $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4}$ مول/لتر .

$[OH^-] = K_b \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$ ⇐ $1 \times 10^{-4} = 1 \times 10^{-6} \times \frac{1}{[\text{ملح}]}$ ⇐ $[\text{ملح}] = 0.01$ مول/لتر .

⇐ تذكر : $(N_2H_5)_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2N_2H_5^+ + SO_4^{-2}$

0.01 0.02 0.01

$[\text{ملح}] = [(N_2H_5)_2SO_4] = [N_2H_5^+] \times \frac{1}{2}$

∴ $[(N_2H_5)_2SO_4] = \frac{1}{2} [N_2H_5^+] = \frac{1}{2} \times 0.01 = 0.005$ مول/لتر .

∴ $\frac{\text{ك}_\text{ء}}{\text{ك.م}} = \text{ع} \times \text{ت}$ ⇐ $\frac{8.1 \text{ غم}}{162 \text{ غم/مول}} = 0.05 \times 10^{-3} \times \text{ع}$ ⇐ ع = 10 لتر .

س) احسب كتلة HClO بالجم عندما يذاب فيه كمية مضبوطة من ملح $Ba(ClO)_2$ تركيزه ٠,٠١ مول/لتر ليصبح pH للمحلول الناتج يساوي ٦ علماً أن :-

(K_a HClO = 3×10^{-8} ك.م HClO = ٥٢,٥ غم/مول .

((الإجابة ك = ٧ غم))

س) كم غرام من من HCOONa يجب إضافتها إلى ٥٠٠ مل من محلول HCOOH تركيزه ١,٠ مول/لتر ليتغير فيه دليل ميثيل برتقالي (pH) بمقدار ١,٦ علماً أن ($K_a = 1,7 \times 10^{-4}$ ك.م = ٥٦ غم/مول لو ٤,١٢ = ٠,٦)

الحل :- « بسؤال أعطى ΔpH = ١,٦ وتخبر بحاجة pH_2 لنجد pH_1 إجباري حتى نحصل على pH_2 »

$[H_3O^+]$ قبل الملح = $\sqrt{1,7 \times 10^{-4} \times 0.1}$ = $\sqrt{17 \times 10^{-6}}$ = $4,12 \times 10^{-3}$ مول/لتر .

pH_1 = - لو $4,12 \times 10^{-3}$ = ٣ - لو ٤,١٢ = ٢,٤ .

pH_2 = $pH_1 + \Delta pH$ = ٢,٤ + ١,٦ = ٤ ∴ $[H_3O^+] = 10^{-4}$ مول/لتر .

$[H_3O^+] = K_a \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{ملح}]}$ ⇐ $1 \times 10^{-4} = 1,7 \times 10^{-4} \times \frac{1}{[\text{ملح}]}$ ⇐ $[\text{ملح}] = 1,7$ مول/لتر .

∴ $\frac{\text{ك}_\text{ء}}{\text{ك.م}} = \text{ع} \times \text{ت}$ ⇐ $\text{ك}_{\text{HCOONa}} = 56 \text{ غم/مول} \times 0.5 \text{ لتر} \times 1,7 \text{ مول/لتر} = 47,6$ غم

المحاليل المنظمة

المحلول المنظم : هو محلول يقاوم التغير في قيمة pH عندما يضاف إليه كميات قليلة من حمض أو قاعدة .

تذكر .... أننا أطلقنا اسم المحلول المنظم على محلول يكون مشترك أما الآن فنريد إختبار هذا المحلول بأن قيمة pH لا تتأثر بإضافة حمض أو قاعدة بكميات قليلة جداً .

مم تتكون المحلول المنظم ؟ تتكون من :-

١ (أ) حمض ضعيف + ملحه ويسمى محلول منظم حمضي .

(ب) قاعدة ضعيفة + ملحها ويسمى محلول منظم قاعدي .

٢ المزيج المتراقق من الحمض والقاعدة يسمى محلول منظم .

٣ محلول يكون مشترك يسمى محلول منظم .

مثال : هل يعتبر المحلول المتكون من ① NaF / HF ② NH_4Cl / NH_3 ③ $NaCl / HCl$ ④ $NaCN / HNO_2$

محلولاً منظماً . ولماذا ؟

الحل : ① نعم ② نعم ③ لا لأنه حمض قوي ④ لا لأنه ملح ليس ملح الحمض HNO_2

استنتاج : شروط إعتبار المحلول منظماً .....

١- أن يتكون من حمض أو قاعدة ضعاف

٢- أن يكون على ملح من نفس نوع الحمض أو القاعدة « أيون مشترك »

٣- أن يكون الفرق بين المادتين أيون H^+ بروتون واحد فقط »

س) أي المحاليل الآتية يصلح كمحلول منظم ؟

١- $KClO_4 / HClO_4$

٢- $PO_4^{-3} / H_2PO_4^-$

٣- KCN / HCN

٤- NO_2^- / HNO_2

٥- N_2H_5Br / N_2H_4

٦- HCN / HCl

٧- NH_4^+ / NH_3

٨- $NaNO_3 / HNO_3$

٩- $HCOOK / HCOOH$

١٠- $H_2PO_4^- / H_3PO_4$

١١- HCO_3^- / H_2CO_3

١٢- $C_6H_5NH_3^+ / C_6H_5NH_2$

س ص ٨

⇐ والآن ... كيف يقاوم المحلول المنظم التغير في قيمة pH ؟ لندرس بالأمثلة ....

مثال : وضح كيف يقاوم المحلول المنظم (CH_3COONa / CH_3COOH) التغير في قيمة pH عندما يضاف إليه كمية قليلة من ١- HCl ٢- NaOH .

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

$CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$

$HCl \xrightarrow{H_2O} H_3O^+ + Cl^-$

أ) عند إضافة القليل من HCl :-

HCl حمض قوي لذلك تأين كلياً معطياً ← H_3O^+ (تركيز قليل)

ولكنه يزداد [H_3O^+] في المحلول بحيث لا تستطيع أيونات CH_3COO^- المقاومة مع الحمض لوحدها أن تعادل H_3O^+ المقاومة مع HCl وهنا يبرز دور الملح ليعادل الحمض :

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

$CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$

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

ب) عند إضافة القليل من NaOH :-

NaOH قاعدة قوية لذلك تأين كلياً معطية ← OH^- تركيز قليل

لذلك يستطيع حمض CH_3COOH أن يعادل OH^- المقاومة مع القاعدة

« محلول منظم حمضي »

مثال :- وضح كيف يقاوم المحلول المنظم (NH_4Cl / NH_3) التغير في قيمة pH عند إضافة كمية قليلة من ١- HCl ٢- NaOH .

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

$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$

$HCl \xrightarrow{H_2O} H_3O^+ + Cl^-$

أ) عند إضافة القليل من HCl :-

HCl حمض قوي تأين كلياً ولكن تركيزه قليل لذلك تستطيع القاعدة NH_3 لوحدها أن تتفكك وتعادل تأثيره .

ب) عند إضافة القليل من NaOH

نلاحظ أن [OH^-] يزداد تركيزه في المحلول بحيث لا تستطيع أيونات NH_4^+ المقاومة من القاعدة لوحدها أن تعادل تأثيرها وهنا يبرز دور الملح NH_4Cl حيث أنه يتأين بشكل كامل منتجاً NH_4^+ حيث تبدأ بالتفاعل مع OH^- في المحلول وإلغاء تأثيرها .

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

$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$

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

« محلول منظم قاعدي »

« وفي جميع الحالات السابقة فإن pH لا تتأثر أو يكون تغيرها طفيفاً »

⇐ أهمية المحاليل المنظمة .....

١) في الصناعات الكيميائية حيث صناعة لعدد من التفاعلات لا تتم إلا عند pH معينة ، مثل عمليات الترسيب والطلاء والدباغة وصناعة السكر ومعظم الصناعات الدوائية .

٢) حيوياً فإن عملية نقل الأكسجين في الدم تحدث عند pH = ٧,٤ تقريباً .

← والآن .... كيف يمكن حساب pH للمحاليل المنظمة حسابياً رياضياً ؟ (pH_3)

يمكن ذلك من خلال الحالات الآتية :-

[I] إذا كان المحلول منظماً حمضياً و.... ← $HClO_4$, HNO_3 , HI , HBr , HCl

(أ) أضفنا حمض قوي أحادي التفكك ، فإن $[H_3O^+] = Ka \frac{[\text{الحمض الضعيف}] + [\text{الحمض القوي المضاف}]}{[\text{الملح}] - [\text{الحمض القوي المضاف}]}$

ثم $pH_3 = -\log [H_3O^+]$.

(ب) أضفنا حمض قوي ثنائي التفكك فإن $[H_3O^+] = Ka \frac{[\text{الحمض الضعيف}] + 2\times[\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] - 2\times[\text{الحمض المضاف}]}$ ← فقط H_2SO_4

ثم $pH_3 = -\log [H_3O^+]$.

(ج) أضفنا قاعدة قوية أحادية لتفكك فإن $[H_3O^+] = Ka \frac{[\text{الحمض الضعيف}] - [\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] + [\text{القاعدة المضافة}]}$ ← LiOH , NaOH , KOH

ثم $pH_3 = -\log [H_3O^+]$.

(د) أضفنا قاعدة قوية ثنائية لتفكك فإن $[H_3O^+] = Ka \frac{[\text{الحمض الضعيف}] - 2\times[\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] + 2\times[\text{القاعدة المضافة}]}$ ← $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$

ثم $pH_3 = -\log [H_3O^+]$.

[II] إذا كان المحلول منظماً قاعدياً و.....

(أ) أضفنا حمض قوي أحادي التفكك فإن $[OH^-] = Kb \frac{[\text{القاعدة الضعيفة}] - [\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] + [\text{الحمض المضاف}]}$

(ب) أضفنا حمض قوي ثنائي التفكك فإن $[OH^-] = Kb \frac{[\text{القاعدة الضعيفة}] - 2\times[\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] + 2\times[\text{الحمض المضاف}]}$

(ج) أضفنا قاعدة قوية أحادية التفكك فإن $[OH^-] = Kb \frac{[\text{القاعدة الضعيفة}] + [\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] - [\text{القاعدة المضافة}]}$

(د) أضفنا قاعدة قوية ثنائية التفكك فإن $[OH^-] = Kb \frac{[\text{القاعدة الضعيفة}] + 2\times[\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] - 2\times[\text{القاعدة المضافة}]}$

← ثم في جميع الحالات $[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$ ثم $pH_3 = -\log [H_3O^+]$.

« ولا ننسى أن ننتبه للملح إذا كان ثنائي التفكك »

س) محلول منظم مجمعه التر مكون من الحمض CH_3COOH بتركيز ٠,٦ مول/لتر والملح CH_3COONa بتركيز ٠,٦ مول/لتر فإذا علمت أن ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ لو ١,٨ = ٠,٢٥٦ لو ٢,٥٢ = ٠,٤ لو ١,٣ = ٠,١١)

① حدد الأيون المشترك ② احسب pH للمحلول

③ كم يصبح pH عند إضافة كمية قليلة من HCl (١٠ مول/لتر)

④ كم يصبح pH عند اضافة كمية قليلة من NaOH (١٠ مول/لتر)

الحل :- ① الأيون المشترك هو CH_3COO^-

② $[H_3O^+] = K_a \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} = 1,8 \times 10^{-5} \times \frac{٠,٦}{٠,٦}$

$= 1,8 \times 10^{-5}$ مول/لتر

$pH_2 = -$ لو $1,8 \times 10^{-5} = 5 -$ لو $1,8 = 4,74$

③ $[H_3O^+] = K_a \frac{[\text{الحمض}] + [\text{الحمض الضعيف}]}{[\text{الملح}] - [HCl]}$

$= 1,8 \times 10^{-5} \times \frac{٠,٦ + ١٠}{٠,٦ - ١٠}$

$= 2,52 \times 10^{-5}$ مول/لتر .

$\therefore pH_3 = -$ لو $2,52 \times 10^{-5} = 5 -$ لو $2,52 = 4,6$

④ $[H_3O^+] = K_a \frac{[\text{الحمض الضعيف}] - [NaOH]}{[\text{الملح}] + [NaOH]}$.

$= 1,8 \times 10^{-5} \times \frac{٠,٦ - ١٠}{٠,٦ + ١٠}$

$= 1,3 \times 10^{-5}$ مول/لتر .

$\therefore pH_3 = -$ لو $1,3 \times 10^{-5} = 5 -$ لو $1,3 = 4,88$

نلاحظ أن pH لمحلول بأيون مشترك هي ٤,٧٤

وعند اضافة HCl نزلت قيمة pH ١٤٠ فقط

وعند اضافة NaOH زادت قيمة pH ١٤٠ فقط

« وهذا يعتبر تغيراً طفيفاً في المحاليل »

س) محلول منظم حجمه (١) لتر مكون من لقاعدة NH_3 تركيزها ٠,٤ مول/لتر والملح NH_4Cl مجهول التركيز فإذا كانت pH للمحلول = ٩ وأن $K_b = 2 \times 10^{-5}$

① حدد الأيون المشترك .

② احسب تركيز الملح NH_4Cl في المحلول .

③ كم يصبح $[OH^-]$ في المحلول عند إضافة ٠,٢ مول/لتر من الحمض HCl « أهمل التغير في الحجم »

④ ما التغير الذي حدث على قيمة pH عند اضافة (١) لتر من الماء النقي إلى المحلول ؟ .

الحل :-

① الأيون المشترك هو NH_4^+

② $pH_2 = 9 \therefore [H_3O^+] = 1 \times 10^{-9}$ مول/لتر

$[OH^-] = K_b \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$

$[OH^-] = K_w / [H_3O^+] = 1 \times 10^{-5}$

$1 \times 10^{-5} = 2 \times 10^{-5} \times \frac{٠,٤}{[\text{الملح}]}$

$\Leftarrow [\text{الملح}] = ٠,٨$ مول/لتر .

③ $[OH^-] = K_b \frac{[\text{القاعدة الضعيفة}] - [HCl]}{[HCl] + [\text{الملح}]}$

$= 2 \times 10^{-5} \times \frac{٠,٤ - ٠,٢}{٠,٨ + ٠,٢}$

$= 4 \times 10^{-6}$ مول/لتر .

④ لا تتغير pH للمحلول لأنه محلول منظم والماء وسط متعادل أي أن :- النسبة بين NH_3 و NH_4Cl تبقى ثابتة في المحلول حسب العلاقة

$[OH^-] = K_b \frac{[NH_3]}{[NH_4Cl]}$.

س) محلول منظم مكون من الحمض HCOOH بتركيز ٠,٥ مول/لتر وملح HCOONa بتركيز ٠,٧ مول/لتر . فإذا علمت أن ($K_a = 1,7 \times 10^{-4}$ لو ١,٧ = ٠,٢٣ ، لو ١,٢١ = ٠,٠٨)

① حدد البيرون المشترك

② كم تصبح قيمة pH للمحلول عند إضافة بعض من HCl تركيزه ١,٠ مول/لتر .

③ ما التغير الذي يحدث على pH للمحلول عند إضافة (٢) لتر من الماء النقي ؟

س) محلول منظم حجمه (٣) لتر يتكون من الحمض HX تركيزه ١,٠ مول/لتر وقيمة pH له تساوي ٣ أضيفت له بلورات من الملح NaX فتغيرت pH للمحلول إلى ٤ فإذا كانت K_a HX = 1×10^{-5} أجب عما يلي :-

① ما صيغة البيرون المشترك

② احسب عدد مولات NaX التي أضيفت للمحلول «مع إهمال التغير في الحجم»

س) محلول منظم مكون من القاعدة N_2H_4 (٠,٥ مول/لتر) وملح N_2H_5Br تركيزه ٠,٥ مول/لتر أضيف إلى المحلول حمض HCl تركيزه مجهول فتغيرت pH للمحلول إلى ٢,٤

① ما صيغة البيرون المشترك

② احسب كتلة HCl المضاف علماً أن «$K_b = 1 \times 10^{-6}$ ، ك.م HCl = ٣٦,٥ غم/مول لو ١,٦ = ٠,٢ ، حجم المحلول النهائي (١) لتر »

س) محلول منظم مكون من RNH_2 تركيزه ٠,٤ مول/لتر وملح RNH_3Cl تركيزه ٠,٤ مول/لتر

① اكتب معادلة تفكك كل منهما في الماء .

② حدد البيرون المشترك ③ احسب Kb علماً أن pH = ٨,٣

④ اكتب معادلة تحضير RNH_3Cl من RNH_2

س) محلول منظم حجمه ٠,٥ لتر مكون من NH_3 بتركيز ٠,٤ مول/لتر وملح $(NH_4)_2SO_4$ (٠,٢ مول/لتر) أضيف إليه حمض H_2SO_4 حتى أصبحت قيمة pH تساوي ٩ احسب كتلة H_2SO_4 المضاف علماً أن ($K_b = 2 \times 10^{-5}$ ك.م H_2SO_4 = ٩٨ غم/مول)

الحل :-

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

$$(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2NH_4^+ + SO_4^{-2}$$

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H_3O^+ + SO_4^{-2}$$

⇐ نلاحظ أن الملح والحمض يضاف ثنائياً لتفكك لذلك .

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5}$$ مول/لتر

$$K_b = [OH^-] = \frac{[NH_3] - [H_2SO_4] \times 2}{[NH_3] + [H_2SO_4] \times 2}$$

$$1 \times 10^{-5} = 2 \times 10^{-5} = \frac{0,4 - 2س}{0,4 + 2س}$$

$$0,4 + 2س = 0,8 - 4س$$

$$6س = 0,4$$

$$س = [H_2SO_4] = 0,067$$ مول/لتر .

∴ ك.م H_{2SO_4} = ن × ع × ح

= ٩٨ غم/مول × ٠,٥ لتر × ٠,٠٦٧ مول/لتر

= ٣,٣ غم .

س) محلول منظم يتكون من (N_2H_4 (٠,٣ مول/لتر) و(N_2H_5Br (٠,٥ مول/لتر) ($K_b = 1 \times 10^{-6}$ ك.م NaOH = ٤٠ غم/مول)

① اكتب صيغة البيرون المشترك

② احسب pH للمحلول بعد إضافة ٢ غم من القاعدة NaOH بصبة إلى ٥٠٠ مل من المحلول المنظم .

س) محلول منظم حجمه (١) لتر مكون من حمض HClO بتركيز ٠,٣ مول/لتر وملح $Ca(ClO)_2$ مجهول التركيز فإذا كانت pH للمحلول تساوي ٧ وأن $Ka = 3 \times 10^{-8}$

① ما صيغة الأيون المشترك

② إحسب كتلة ملح $Ca(ClO)_2$ (ك.م = ١٤٣ غم/مول)

③ كم يصبح $[H_3O^+]$ في المحلول عند إضافة ٠,١ مول/لتر من قاعدة $Ba(OH)_2$.

④ ماذا يحدث لقيمة pH في المحلول المنظم عندما يضاف إليه (١) لتر ماء نقي .

الحل :- « نلاحظ أن القاعدة وملح ثنائيا التفكك »

① الأيون المشترك هو ClO^-

③ $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7}$ مول/لتر .

$Ka = [H_3O^+] \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]^2}$

$3 \times 10^{-8} \times \frac{0.3}{2س} = 1 \times 10^{-7}$

س = $[Ca(ClO)_2]$ = ٠,٤٥ مول/لتر .

⇐ ك الملح = ك.م × ٢ × ت

= ١٤٣ غم/مول × ٠,٤٥ مول/لتر × ١ لتر

= ٦٤,٤٤ غم

③ $[H_3O^+] Ka = \frac{[HClO] - [Ba(OH)_2] \times 2}{[Ba(OH)_2] \times 2 + [\text{الملح}]}$

$= \frac{0.3 - 0.1 \times 2}{0.1 \times 2 + 0.45 \times 2} \times 3 \times 10^{-8}$

⇐ 1×10^{-8} مول/لتر .

④ لا يحدث أي تغير على قيمة pH لأنه لمحلول منظم والماء وسط متعادل والنسبة بين الحمض HClO والملح $Ca(ClO)_2$ ثابتة .

س) محلول منظم حجمه ٥٠٠ مل يحتوي على HClO تركيزه ٠,٤ مول/لتر ومحلول KClO تركيزه ٠,٣ مول/لتر ($Ka = 3 \times 10^{-8}$ ك.م KOH = ٥٦ غم/مول لو٥ = ٠,٧) فأجب عما يأتي :-

① حدد الأيون المشترك

② إحسب كتلة KOH بالغرام اضافتها إلى المحلول ليصبح pH للمحلول = ٨,٣

جيد

س) محلول منظم حجمه (١) لتر مكون من حمض HF تركيزه ١,٠ مول/لتر و $[H_3O^+]$ فيه = 8×10^{-3} أضيف إليه ٠,٦٤ مول/لتر من ملح NaF علماً أن (ك.م HNO_3 = ٦٣ غم/مول لو٢,٢٧ = ٠,٣٤)

① إحسب pH للمحلول .

② إحسب pH للمحلول بعد أن يضاف إليه ٦,٣ غم من حمض HNO_3 .

س) محلول منظم حجمه (١) لتر مكون من قاعدة N_2H_4 بتركيز ١,٠ مول/لتر وملح N_2H_4Br بتركيز ٠,٢ مول/لتر إذا علمت أن :- ($Kb = 1 \times 10^{-6}$ ، ك.م NaOH = ٤٠ غم/مول) .

① أكتب معادلة تأين N_2H_4 في الماء .

② أكتب صيغة الأيون المشترك .

③ إحسب قيمة pH عند إضافة ٢ غم من قاعدة NaOH إلى المحلول المنظم .

س) إحسب قيمة Kb لمحلول منظم مكون من القاعدة B بتركيز ١,٨ مول/لتر وملح BHCl بتركيز ١,٠ مول/لتر علماً أن pH للمحلول تساوي ٩

الإجابة $Kb = 0.6 \times 10^{-7}$

مراجعة عامة

مراجعة عامة