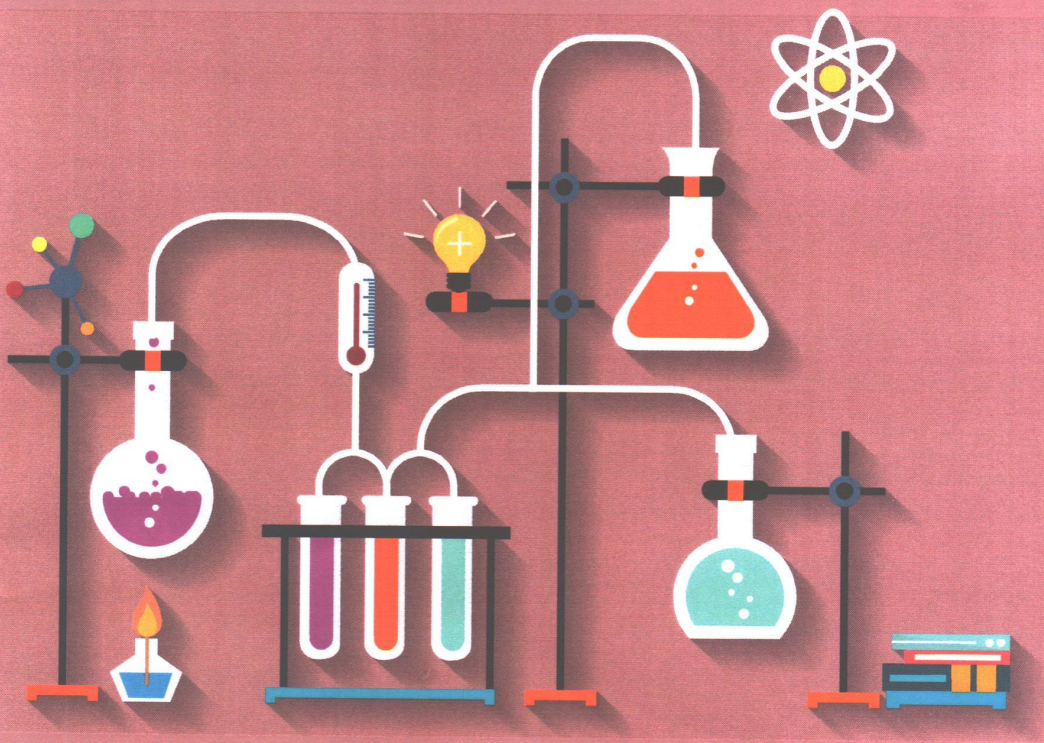
المتميز في الكيمياء

الوحدة الأولى: الحموض والقواعد



الفصل الأول: مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد

الفصل الثاني: الإتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

حسب المنهاج الجديد
٢٠١٨

إعداد الأستاذ: **خالد زكارنة**
٠٧٨٨١٧٧٥٠٧

عنوان الوحدة..... الحموض والقواعد ..... اسم الفصل ..مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد .

أولاً مفاهيم الحموض والقواعد .

① مفهوم ارهينوس .

الحمض :- مادة تزيد من تركيز ايون الهيدروجين (H^+) عند اذابتها في الماء .

القاعدة :- مادة تزيد من تركيز ايون الهيدروكسيد (OH^-) عند اذابتها في الماء .

حموض ارهينوس .

$HBr + H_2O \longrightarrow H^+ + Br^-$

$HCL + H_2O \longrightarrow$

$HNO_3 + H_2O \longrightarrow$

$HCN + H_2O \rightleftharpoons$

$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons$

قواعد ارهينوس .

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

$KOH + H_2O \longrightarrow$

$Ba(OH)_2 + H_2O \longrightarrow$

$Ca(OH)_2 + H_2O \longrightarrow$

تعريف ارهينوس يحتوي على قصور

١. لم يتمكن من تفسير السلوك القاعدي لبعض المواد التي لا تحوي شق الهيدروكسيد (OH^-) مثل الامونيا NH_3 ، N_2H_4 ، CH_3NH_2 ، C_5H_5N

٢. عجزه عن تفسير الخواص الحمضية والقاعدية لبعض الاملاح .

NH_4CL ، $NaNO_3$ ، CH_3COONa ، NaF

② مفهوم برونستد - لوري

الحمض :- مادة لديها القدرة على منح بروتون (H^+) لمادة اخرى

القاعدة :- مادة لديها القدرة على استقبال بروتون (H^+) من غيرها .

- الايون (H^+) ذرة فقدت الكترونا لذلك تسمى بروتونا لا يكون حرا في المحلول لانه صغير الحجم وكثافته الكهربائية عالية فيرتبط بجزيء الماء مكونا ايون الهيدرونيوم H_3O^+

$$H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$$

في محاليل الحموض يتم استخدام H_3O^+ بدلاً من H^+ لتأين الحمض.

أمثلة:

1. $HCL + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + CL^-$ (HCL: حاض، H_2O: مستقبل)

2. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ (NH_3: مستقبل، H_2O: حاض)

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

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

عين الأزواج المترافقة...

1. $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$

2. $S^{-2} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-$

3. $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

4. $H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$

5. $HF + NH_3 \rightleftharpoons F^- + NH_4^+$

6. $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

← المزدوج المترافق .

مثال (H_2O قاعدة / H_3O^+ حمض مرافق)

($HCOOH$ حمض / $HCOO^-$ قاعدة مرافقة)

← عبارة عن نوعين من الجزيئات أو الأيونات يرتبطان معاً عن طريق كسب بروتون (H^+) أو فقد .

← ملاحظة لكتابة صيغة القاعدة المرافقة من الحمض .

الحمض $-$ H^+ ← ق.م .

* عين القاعدة المرافقة لكل من الحموض الآتية .

$HCOOH$

H_3O^+

HF

HSO_3^-

← ملاحظة لكتابة صيغة الحمض المرافق من القاعدة .

القاعدة $+$ H^+ ← ح.م .

* عين الحمض المرافق لكل من القواعد الآتية .

OH^-

NO_3^-

NH_3

C_5H_5N

• المواد المترددة " الامفوتيرية "

مواد تسلك كحمض أو قاعده حسب طبيعة المادة الأخرى

" مواد تملك H وشحنتها سالبة " + مادة .

(HSO_3^- HS^- HCO_3^- H_2O)

ملاحظة لا يجد $HCOO^-$ متضمن المجموعة .

⇐ مثال السلوك الحمضي والقاعدي للترسين HCO_3^- ، HS^- حسب برونستد - لوري .

حمض $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons$

قاعدة $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons$

حمض $HS^- + H_2O \rightleftharpoons$

قاعدة $HS^- + H_2O \rightleftharpoons$

⇐ مثال

$$HSO_3^- + HF \rightleftharpoons H_2SO_3 + F^-$$

$$HSO_3^- + NH_3 \rightleftharpoons SO_3^{-2} + NH_4^+$$

حدد الحمض والقاعدة والأزواج المترافقة

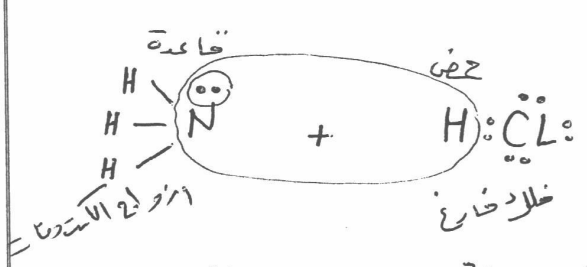
⇐ اكتب معادلات تبين سلوك كلاً من HCO_3^- و HS^- كحمض في تفاعلها مع N_2H_4 وكقاعدة في تفاعلها مع HNO_2 .

٣. مفهوم لويس

الحمض :- مادة تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات لغير رابطة لاحتوادها على اثنلاك فارغة.

القاعدة :- مادة تمنح زوجاً أو أكثر من الإلكترونات لقيد رابطة لمادة أخرى.

- برونستد لوري: لم يفسر كيف يرتبط البروتون بالقاعدة.
- لم يستطع تفسير سلوك الحمض أو القاعدة في بعض التفاعلات التي لا تتضمن انتقالاً للبروتون بين المواد.



$$H_3N: + H{:}\ddot{C}\ddot{L}: \longrightarrow [NH_4]^+ + CL^-$$

(رابطة تناسقية)

$$4\,H_2\ddot{O}: + Zn^{2+} \longrightarrow [Zn(H_2O)_4]^{+2}$$

حموض لويس (+).

ذرات

Ge	Si	Be	B
GeH_4	$SiCl_4$	$BeCl_2$	BF_3
	SiF_4	BeH_2	$B(OH)_3$

قواعد لويس. (-)

ذرات

$\ddot{S}$	P	$\ddot{O}$:	$\ddot{N}$
SF_2	PCl_3	F_2O	NH_3
H_2S	PF_3	H_2O	NF_3

حدد حمض وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية.

1. $Cu^{+2} + 6H_2O \rightleftharpoons Cu(H_2O)_6]^{+2}$

2. $Co^{3+} + 6NH_3 \rightleftharpoons Co(NH_3)_6]^{+3}$

3. $HF + CN^- \rightleftharpoons F^- + HCN$

4. $Ag^+ + 2NH_3 \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2]^+$

5. $BF_3 + NH_3 \rightleftharpoons F_3BNH_3$

6. $H_2O + CO_2 \rightleftharpoons H_2CO_3$

7. $Cd^{+2} + 4I^- \rightleftharpoons CdI_4]^{-2}$

قارن بين المفاهيم الآتية.

التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينوس	يزيد من تركيز H^+ عند اذابتها في الماء.	
		مستقبل البروتون (H^+) في تفاعلاته.
	مستقبل لزوج من الالكترونات غير الرابطة.	

ثانياً التأين الذاتي للماء.

• الماء سيلك { حمض / قاعدة

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

$H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$

لكن لا يمكن تحديد الحمض والقاعدة في حالة الماء.

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

احدهما حامض والآخر مستقبل

الماء النقي موصل ضعيف جداً للتيار الكهربائي

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

حسب معادلة التفكك: $[OH^-] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$

المحلول متعادل درجة نقي "

اذا اذا كان $[OH^-] < [H_3O^+]$ المحلول حامضي.

$[H_3O^+] < [OH^-]$ المحلول قاعدي.

$[OH^-] = [H_3O^+]$ المحلول متعادل

مثال أحسب $[OH^-]$ لكل من الحالات الآتية. وبين نوع المحلول.

١. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$

ج. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}$

٣. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-11}$

٤. $[H_3O^+] = 1$

مثال: أحسب $[H_3O^+]$ لكل من الحالات الآتية وبين نوع المحلول

١. $[OH^-] = 1 \times 10^{-1}$

٢. $[OH^-] = 1$

٣. $[OH^-] = 1 \times 10^{-13}$

٤. $[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$

مثال: أكمل الفراغات في الجدول الآتي وصنف المحاليل فيه.

رقم المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	طبيعة المحلول
١	1×10^{-4}	.....	.....
٢	.....	2×10^{-2}	.....
٣	.....	.....	متعادل

طريقة الحل

محلول $[H_3O^+]$ فيه $= 1 \times 10^{-5}$ أحسب $[OH^-]$.

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

لاحظ عند حل المسألة نطرح

للتذكير:

التركيز = عدد مولات / الحجم "لتر" = الكتلة "غرام" / الكتلة المولية

الحمض القوي $[H_3O^+] =$ [الحمض] = عدد مولات / حجم ← كتلة / كتلة مولية

القاعدة القوية $[OH^-] =$ [القاعدة] = عدد مولات / حجم ← كتلة / كتلة مولية

ثالثاً محاليل الحموض والقواعد القوية .

حسابات Kw

① أحسب $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$ في محلول حمض HBr الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر .

طريقة أول

المعادلة الأيونية $HBr + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Br^-$

$[HBr] = [H_3O^+] = 0.2 = 2 \times 10^{-1}$

$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-12}$

$= 5 \times 10^{-13}$

② أحسب $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$ في محلول حمض HNO_3 تركيزه (٠,٥)

③ أحسب $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$ في محلول قاعدة NaOH تركيزها 5×10^{-3} مول/لتر .

④ أحسب $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$ في محلول قاعدة KOH تركيزه 4×10^{-2} مول/لتر .

⑤ أحسب $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$ لكل من المحاليل الآتية .

أ. محلول $Ca(OH)_2$ تركيزه ١.٠ مول/لتر .

ب. اذيب ٤٠ مول من HCL في ٤٠٠ مل ماء

ج. اذيب ١٠ مول من القاعدة LiOH في محلول حجمه (١ لتر)

د. اذيب ٤٠ غرام من القاعدة NaOH في محلول مائي حجمه (١٠٠ مل) ، الكتلة المولية للـ (NaOH) = ٤٠ غرام/مول .

هـ. محلول LiOH حضر بإذابة ٠.٢ x ١٠^٤ مول في الماء للحصول على محلول حجمه ١٠٠ مل .

⑥ أحسب عدد مولات الحمض $HClO_4$ في محلول مائي حجمه ٧٠ لتر اذا كان $[OH^-] = 1 \times 10^{-12}$ علماً ان الكتلة المولية للحمض = ١٠٤ غرام/لتر .

⑦ أحسب عدد مولات القاعدة KOH اللازمة في محلول مائي حجمه ١٠٠ مل علماً اذا علمت ان $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9}$

⑧ أحسب كتلة HCL الواجب اذابتها في محلول حجمه (لتر) حتى يصبح $[OH^-]$ فيه $= 1.0 \times 10^{-11}$ مول/لتر علماً ان الكتلة المولية = ٣٦ غرام/مول .

$[HCL] = [H_3O^+] \leftarrow$ عدد المولات / الحجم $\leftarrow$ كتلة / كتلة مولية ؟؟؟

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

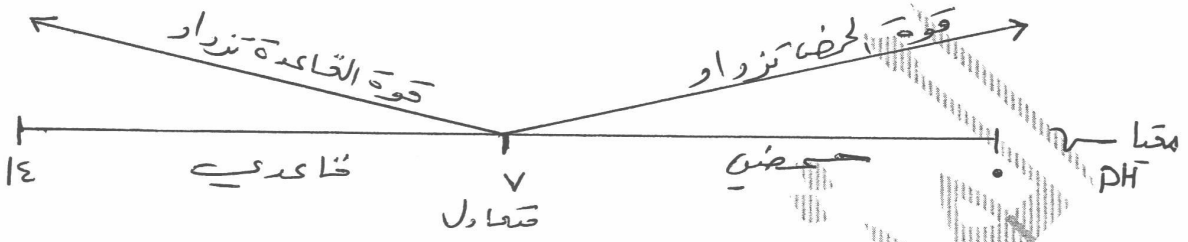
⑨ أحسب كتلة NaOH الواجب اذابتها في محلول مائي حجمه (١ لتر) حتى يصبح $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3}$ مول/لتر علماً أن الكتلة المولية لـ (NaOH) = ٤٠ غرام/مول .

⑩ اذيب ١٠٠ مول من KOH في الماء اذا علمت ان حجم المحلول (١) لتر أحسب $[H_3O^+]$ للمحلول ، $K_w = 1 \times 10^{-14}$

الحل حسب العلاقة الكاملة

رابعاً الرقم الهيدروجيني :- (pH) .

اللوغاريتم السالب للاساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم في المحلول



$pH = - \log [H_3O^+]$ الصيغة

مثال توضيحي أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول HI تركيزه 1×10^{-3} مول/لتر

$[HI] = [H_3O^+]$ حمض قوي

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

$= - \log 1 \times 10^{-3}$

$= 3 - \log 1$

$= 3$

والصيغة $\log 1 = 0$

مثال توضيحي أحسب pH لمحلول KOH تركيزه 2×10^{-3} مول/لتر .

علماً ان $\log 5 = 0.7$.

$[KOH] = [OH^-]$

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-3}} = 0.5 \times 10^{-11} = 5 \times 10^{-12}$

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

$= - \log 5 \times 10^{-12}$

$= 12 - \log 5$ ← $= 12 - 0.7$

$= 11.3$

ملاحظة: اعلى pH أضعف حمض (٥ ← ٧)
اقل pH اقوى حمض.

أعلى pH أقوى قاعدة (٧ ← ١٤)
اقل pH اضعف قاعدة

أكمل: أحسب pH لكل من المحاليل التالية.

① محلول $HClO_4$ تركيزه 1.5×10^{-2} مول/لتر ، لو ١٫٥ = ٠٫١٨

② محلول HBr تركيزه 3×10^{-3} مول/لتر ، لو ٣ = ٠٫٥

③ محلول $Ba(OH)_2$ تركيزه 0.5×10^{-5} مول/لتر

④ محلول HCl تركيزه (٠٫٠٠٤) مول/لتر ، لو ٤ = ٠٫٦

⑤ محلول $[OH^-]$ فيه $= 3 \times 10^{-4}$ مول/لتر علماً ان لو ٢٫٣ = ٠٫٣٥

⑥ عدد مولات $NaOH$ = ١٠ مول وحجمه (١ لتر).

⑦ محلول تم اذابة ١٠ غرام منه لحمض HCl في محلول حجمه ١ لتر اذا علمت ان الكتلة المولية تقريباً ٤٠ غرام/مول.

⑧ محلول تم اذابة ٢٠ غرام منه لقاعدة $NaOH$ في محلول حجمه ٢ لتر اذا علمت ان الكتلة المولية = ٤٠ غرام/مول.

اذا كان pH محطه بالسؤال .

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ← مثال pH = ٣ ⇐ $[H_3O^+] = 10^{-3}$

مثال pH = ٣,٧ ⇐ $[H_3O^+] = 10^{-3,7}$

$= 10^{-4+3,7-4}$ لو ٥ = ٠,٣

$= 10^{-4} \times 10^{0,3}$

$= 10^{-4} \times 5$

مثال ① عينة عصير برتقال pH = ٥,٨ أوجد $[H_3O^+]$, $[OH^-]$

(لو ٦,٣ = ٠,٨)

② اذا كان pH = ٩ فما تركيز $[OH^-]$ في المحلول .

③ اذا علمت أن قيمة pH لصنبة دم إنسان = ٧,٤

أوجد $[H_3O^+]$ علما ان (لو ٤ = ٠,٦)

④ تم اذابة ٠,٨١ غ من HBr في لتر فتكون محلول

فوجد ٥٠٠ مل أحسب pH علما ان الكتلة الجزيئية = ٨١ غ/مول

لو ٥ = ٠,٧

⑤ أحسب كتلة NaOH الواجب اذابتها لتحضير لتر من

محلول pH = ١٢,٣ علما ان الكتلة الجزيئية = ٤٠ غرام/مول

ولو ٥ = ٠,٧

٦ ⊛ اذا كان pH = ٨,٤ لمحلول NaOH فاذا كان حجم المحلول (١ لتر) احسب كتلة NaOH المذابة (ك.م = ٤٠ غرام/مول)
لو ٢,٥ = ٠,٤

٧ ⊛ احسب (CH_3O^-) لعينة ماء بحر pH لها = ٩,٦٢ علماً ان (لو ٤,٢ = ٠,٦٢٣)

٨ ⊛ احسب كتلة HCl المذابة في محلول مائي حجمه ١ لتر حمضي pH له = ٣ علماً ان ك.م للحمض = ٣٦ غرام/مول

تطبيقا = حياتية

لبنات القرطاسيا يتغير لون ازهاره تبعاً لحموضة التربة.
التربة الحمضية (pH < ٦) لبنته تعتمد الالمنيوم ويكون ازرقة
التربة قاعدية (pH > ٧) لبنته لا تعتمد الالمنيوم وتكون زهرياً

المزارع ← اذا اراد نبتة يكون زهري اضاف الكلس (كربونات الكالسيوم)
اذا اراد نبتة يكون ازرقة اضاف كبريتات الالمنيوم + خل + ماء

المتميز في الكيمياء

شامل جميع افكار الوزاره

(التفوق والإبداع حلك لمن يجتهد)

الوحدة الأولى الحموض والقواعد

الفصل الاول مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد

الفصل الثاني الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفه

حسب المنهاج الجديد

٢٠١٨

إعداد الاستاذ خالد زكارنه

٠٧٨٨١٧٧٥٠٧

اتزان الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة .

← يعبر عنها بثابت تأين الحموض الضعيفة (K_a)
عبارة عن ثابت اتزان يربط بين تركيز الحمض وتراكيز نواتج تأينه

← الحمض الضعيف يتأين كتالي .

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

حمض (ق) — قاعدة مرافقة (ق.م) — حمض مرافق (ح.م)

← رياضياً

$$\frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]} = K_a \quad \Leftarrow \quad [A^-] = [H_3O^+]$$

$$\boxed{\frac{[H_3O^+]^2}{[HA]} = K_a}$$

← بعض الحموض الضعيفة

H_2CO_3 ، H_2SO_3 ، H_2S ، HNO_2 ، HF

$HOCl$ ، HCN ، CH_3COOH ، $HCOOH$

امثلة على تأين حموض ضعيفة

$$H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$$

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

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

$$HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$$

مهم جداً "العكس صحيح"

اقوى حمضا = اعلى قيمة Ka ، اضعف قاعدة مرافقة ، اقل pH

= اعلى $[H_3O^+]$ ، اقل $[OH^-]$

مثال: الاعتماد على الجدول الآتي أجب عما يليه.

الحمض	قيمة Ka
H_2CO_3	4.5×10^{-7}
HF	7.2×10^{-4}
HCN	6.2×10^{-10}
HNO_2	4.5×10^{-4}
HCOOH	1.7×10^{-4}

١. ماصيغة الحمض الاقوى.

٢. ماصيغة الحمض ماسب اعلى $[H_3O^+]$

٣. ماصيغة لقاعدة المرافقة الأقوى.

٤. ماصيغة القاعدة المرافقة الاضعف

٥. ايهما اعلى $[OH^-]$ ، HCOOH أم HF

٦. ايهما اعلى قيمة pH HNO_2 أم H_2CO_3

٧. اكتب معادلة تأين الحمض HCN في الماء وحدد الازواج المترافقة.

٨. حدد الجهة التي يرجحها الاتزان من تفاعل NO_2^- مع HCN

حسابات Ka .

① أحسب pH للحمض HCN الذي تركيزه ٠.١ مول/لتر علماً ان Ka = ٤ × ١٠ $^{-٤}$ ، لو ٢ = ٠.٣

② أحسب الرقم الهيدروجيني (pH) للحمض HCOOH الذي تركيزه ٠.١ مول/لتر علماً ان Ka للحمض = ١.٧ × ١٠ $^{-٤}$ ، لو ١.٧ = ٠.٢٣

③ محلول حمض ضعيف HB تركيزه ٠.١ و pH = ٢.٨
أحسب قيمة Ka . (لو ١.٦ = ٠.٢)

④ أحسب قيمة Ka لمحلول حمض ضعيف HZ الذي تركيزه ٠.٢ مول/لتر ودرجة الهيدروجيني = ٤

⑤ اذيب ٠.١ غرام من الحمض HX في محلول حجمه ٥٠٠ مل من الماء مذاباً كان Ka للحمض = ٢ × ١٠ $^{-٤}$ أحسب pH للمحلول علماً ان الكتلة المولية للحمض ١٠٠ غرام/مول .

⑥ كم غراماً من الحمض (HF) يجب اضافتها الى حجم محلول (١ لتر) بحيث تكون pH = ٣ ، ك.م للحمض = ٢٠ غرام/مول .

$$Ka = 6.0 \times 10^{-4}$$

⑦ العبارة = الآتية تمثل تفاعلات لمحاليل الحمض .

$$H_2SO_3 + CN^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HCN$$

$$H_2SO_3 + F^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HF$$

$$HF + CN^- \rightleftharpoons F^- + HCN$$

حزازي . اخلاقيات

← اذا كان الاتزان في التفاعل = السابق يرجح بالاتجاه الامامي (→)

١. ما صيغة القاعدة الرافقة الأقوى .

٢. ما صيغة الحمض الذي له أعلى Ka .

٣. هاي المحلولين HF أم HCN يكون فيه $[OH^-]$ اقل

٤. أي محاليل الحمض له أعلى pH .

٥. اي الحمض الأكثر تأيناً بالماء .

⑧

الحمض	HA	HB	HC	HD
Ka	5.6×10^{-6}	1.8×10^{-8}	4.0×10^{-5}	6.0×10^{-6}

١. اذكر صيغة القاعدة الرافقة الأقوى

٢. اذكر صيغة الحمض الذي لمحلوله أكبر pH .

٣. اذكر صيغة الحمض الذي $[OH^-]$ هو الأقل .

حزازي ١٠ اخلاقيات

٤. حدد اتجاه الاتزان $HA + C^- \rightleftharpoons A^- + HC$

٥. حدد اتجاه الاتزان $HD + A^- \rightleftharpoons D^- + HA$

ثانياً :- الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة .

← يعبر عنها بثابت تأين القواعد الضعيفة (K_b)

عبارة عن ثابت اتزان يربط بين تركيز القاعدة وتراكيز نواتج تأينها .

← القاعدة الضعيفة تتأين كالآتي :

$$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

ق : 2 ، ت : ك ، ق : ، م : 2

← رياضياً

$$[BH^+] = [OH^-] \quad \Leftarrow \quad \frac{[BH^+] \times [OH^-]}{[B]} = K_b$$

$$\frac{[OH^-]^2}{[B]} = K_b$$

← بعض القواعد الضعيفة

$C_2H_5NH_2$ ، CH_3NH_2 ، NH_3 ، N_2H_4 ،

C_5H_5N ، $C_6H_5NH_2$

$$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$$

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

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

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

مهم جداً

اقوى قاعدة = اعلى قيمة Kb = اعلى $[OH^-]$ = اعلى pH

= اضعف حمض مرافق = اقل (H_3O^+)

س/ بالاعتماد على جدول الآتي أجب

القاعدة	قيمة Kb .
NH_3	1.8×10^{-5}
C_5H_5N	1.7×10^{-9}
CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
N_2H_4	1.3×10^{-6}

١- ماصيغة القاعدة الأقوى .

٢. ماصيغة القاعدة التي لها اقل $[OH^-]$

٣. ماصيغة الحمض المرافق الأقوى

٤. ماصيغة الحمض المرافق الاضعف

٥. ايهما اعلى $[H_3O^+]$ (N_2H_4 ، NH_3)

٦. ايهما اعلى قيمة pH (C_5H_5N ، N_2H_4)

٧. أكتب معادلة تأين C_5H_5N في الماء وحدد المترافق .

٨. حدد الجهة التي يرجحها الاتزان عند تفاعل NH_4^+ مع CH_3NH_2

حسابات Kb

① أحسب pH لمحلول NH_3 تركيزه ١.٠ مول/لتر علماً أن $K_b = 1.0 \times 10^{-6}$

② اذا كان pH لمحلول N_2H_4 = ١١,٤٣ وكان $K_b = 3.0 \times 10^{-5}$
أحسب $[N_2H_4]$ علماً ان لو ٣,٧ = ٠,٥٧

③ كم غراماً من N_2H_4 يلزم لتحضير محلول حجمه (١ لتر) و pH = ١٠,٨ علماً أن $K_b = 1.0 \times 10^{-6}$ والكتلة المولية = ٣٢ غ/مول
لو ٦,١ = ٢٠

④ أحسب قيمة Kb للقاعدة C_5H_5N تركيزها ٠.٣٠ مول/لتر علماً ان pH لها = ١٣

⑤ اذيب ٥٠ غرام من القاعدة NH_3 في محلول حجمه ١ لتر من الماء اذا كان $K_b = 1.0 \times 10^{-6}$ أحسب pH للمحلول علماً ان الكتلة المولية للنوشادر = ١٠ غرام/مول

⑥ المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل القواعد الضعيفة

1) $N_2H_4 + NH_4^+ \rightleftharpoons N_2H_5^+ + NH_3$

2) $NH_3 + CH_3NH_3^+ \rightleftharpoons CH_3NH_2 + NH_4^+$

وزارية

اذا علمت ان الاتزان في التفاعلات السابقة يرجح الاتجاه العكسي .

١. ما صيغة القاعدة التي لها أقل Kb .

٢. ما صيغة أضعف حمض مرافق .

٣. أي من المحاليل لقواعد له أقل $[OH^-]$ (CH_3NH_2 أم NH_3)

٤. أي المحاليل له اقل pH (N_2H_4 أم NH_3)

٥. اكتب معادلة تأين CH_3NH_2 في الماء وحدد اتجاه الاتزان .

٦. حدد الجهة التي يرجحها الاتزان عند تفاعل CH_3NH_2 مع $N_2H_5^+$

⑦

القاعدة	CH_3NH_2	N_2H_4	$C_6H_5NH_2$	$C_2H_5NH_2$	NH_3
Kb	$4-10\times4$	$6-10\times1$	$10-10\times4$	$4-10\times9$	$5-10\times8$

وزارية

١. حاصيغة القاعدة الأقوى .

٢. حاصيغة الحمض المرافق الذي لقاعدته اقل pH .

٣. اكمل المعادلة وحدد جهة الاتزان .

$$CH_3NH_3^+ + NH_3 \rightleftharpoons \ldots\ldots + \ldots\ldots$$

٤. أحسب $[OH^-]$ في محلول N_2H_4 تركيزه (0.04) مول/لتر

ثالثاً الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

- الملح: مركب أيوني ينتج من تفاعل حمض وقاعدة.
- التميه: قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء لإنتاج OH^- ، H^+
- تقسم الأملاح الى ثلاث أنواع.

١. ملح متعادل: ناتج عن حمض قوي + قاعدة قوية ← $pH = 7$

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

٢. ملح حمضي: ناتج عن حمض قوي + قاعدة ضعيفة ← $pH < 7$

$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4Cl$$

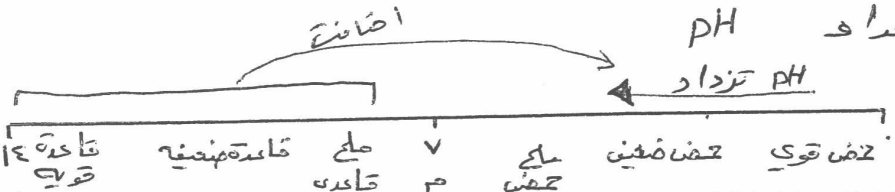
٣. ملح قاعدي: ناتج عن حمض ضعيف + قاعدة قوية ← $pH > 7$

$$CH_3COOH + NaOH \rightleftharpoons CH_3COONa + H_2O$$

- صنف المحاليل كل من الأملاح الى: حمضي / قاعدي / متعادل (المحاليات)

KF	$NaClO_4$	CH_3NH_3Br
$NaCl$	$NaCN$	CH_3COONa
NH_4NO_3	Na_2CO_3	N_2H_5Br
KNO_3	C_5H_5NHCl	KHS

- خط اعداد pH



رابعاً تأثير الأيون المشترك

١. الحمض الضعيف CH_3COOH / الملح CH_3COONa

$$CH_3COOH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} CH_3COO^- + H_3O^+$$

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

- إضافة أيون مشترك الى حمض ضعيف يعمل على

$$\uparrow pH \qquad \downarrow [H_3O^+]$$

٢. القاعدة الضعيفة NH_3 / الملح NH_4Cl

$$NH_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} NH_4^+ + OH^-$$

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

- إضافة أيون مشترك الى قاعدة ضعيفة يعمل على

$$\downarrow pH \qquad \downarrow [OH^-]$$

سؤال . اكتب صيغة الأيون المشترك لكل من الأزواج التالية

أ. (N_2H_5Cl / N_2H_4)

ب. (KNO_2 / HNO_2)

ج. ($NaCN$ / HCN)

د. ($CH_3NH_3NO_3$ / CH_3NH_2)

التطبيق الحسابي .

" حمض ضعيف / ملح قاعدي "

لايجاد pH

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

" قاعدة ضعيفة / ملح حمض "

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

مثال ① أحسب pH لمحلول مكون من حمض CH_3COOH تركيزه ٠,٥ مول/لتر وملح CH_3COONa تركيزه ٠,٤ مول/لتر

علماً أن $Ka = ٤ \times ١٠^{-٦}$ " $\log ٣ = ٠,٤$ "

مثال ② أحسب pH لمحلول NH_3 تركيزه (٠,١ مول/لتر)

و NH_4Cl ملح تركيزه (٠,٢ مول/لتر) علماً أن $Kb = ٢ \times ١٠^{-٥}$

مثال ③ أحسب pH لمحلول مكون من ٠,٥ مول/لتر من حمض HNO_2 عند إضافة ٠,٢ مول من الملح $NaNO_2$ الى لتر من محلول الحمض

علماً أن $Ka = ٤ \times ١٠^{-٤}$

مثال ④ لديك لترمنه لهيدرازينا N_2H_4 تركيزه ٠,٢ مول/لتر علماً ان $K_b = 1.0 \times 10^{-6}$ أحسب

① أحسب pH للمحلول.

② كم تصبح قيمة للمحلول عند اضافة ٠,٣ مول من الملح N_2H_5Cl الى لترمنه.

مثال ⑤ أضيف ٠,٢ مول من حمض HCN الى ٥٠٠ مل ماء علماً ان $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$ ، كم غراماً من ملح $NaCN$ الواجب اضافتها الى المحلول كي تصبح pH = ٤ علماً ان الكتلة المولية للملح = ٤٨ غرام/مول

مثال توضيحي لاستخدام القانون

$$[H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

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

خاصة المحاليل المنظمة

هي محاليل تقاوم التغير في pH عند إضافة كمية من حمض أو قاعدة قوية.

← نوعين:

١. محلول منظم حمضي: يتكون من حمض ضعيف + ملح قاعدي
$HCOOH / HCOONa$

٢. محلول منظم قاعدي: يتكون من قاعدة ضعيفة + ملح حمض
NH_3 / NH_4Cl

← مهمة في ⊛ عملية الترسيب والطلاء وصناعة الشامبو وفي دم الجلود

⊛ مهمة في العمليات الحيوية التي تحدث في جسم الإنسان مثل نقل الأكسجين من الرئتين الى الخلايا عند pH = ٧,٤

سؤال: أي من المحاليل التالية يصلح كمحلول منظم.

١. $HCN/NaCN$
٢. $HCL/NaCL$
٣. $KClO_4/HClO_4$
٤. C_5H_5N/C_5H_5NHCL
٥. $KClO / HClO$
٦. NaI / HI
٧. $HCOOH/HCOOK$

التفوق في الإبداع طلب لن يجتهد

حسابات إتزان المحاليل المنظمة حوامض

محلول منظم (حمض / ملح)

قبل الإضافة

$$[H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[\text{تركيز الحمض}]}{[\text{تركيز الملح}]}$$

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

بعد الإضافة

+ حمض قوي	+ ق. قلوي
+ التركيز	− التركيز
− التركيز	+ التركيز

نأخذ بعين الاعتبار كمية (OH^-)

سنا لعونا موقع مكتبة الأوائل

الأستاذ خالد زكارنه

٠٧٨٨١٧٧٥٠٧

محلول منظم (قاعدة / ملح)

قبل الإضافة

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

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

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

بعد الإضافة

+ حمض قوي	+ قلوي قوي
+ التركيز	− التركيز
− التركيز	+ التركيز

نأخذ بعين الاعتبار كمية OH^-

مثال ① محلول منظم يتكون من الحمض HCOOH والملح HCOONa تركيز كل منهما ٠,١ مول/لتر أحسب علماً بأن ($K_a = 1.8 \times 10^{-4}$)

① قيمة pH للمحلول .
② قيمة pH بعد اضافة ٠,٠١ مول/لتر من HCl .
③ قيمة pH بعد اضافة ٠,٠١ مول/لتر من NaOH .

مثال ② محلول منظم يتكون من القاعدة NH_3 والملح NH_4Cl بتركيز ٠,٢ مول/لتر لكل منهما اذا علمت ان $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ أحسب

① pH للمحلول
② قيمة pH بعد إضافة ٠,٠٢ مول/لتر من HCl
③ قيمة pH بعد إضافة ٠,٠٢ مول/لتر من NaOH

مثال ③ محلول منظم حجمه (لتر) يتكون من N_2H_4 بتركيز ٠,١ مول/لتر والملح N_2H_5Br بتركيز ٠,٢ مول/لتر فاذا علمت أن $K_b = 1.8 \times 10^{-10}$ أحسب

① اكتب معادلة تأين N_2H_4 في الماء .
② اكتب صيغة الأيون المشترك .
③ احسب قيمة pH بعد إضافة ٠,٤ غم من NaOH وصلب الى المحلول علماً ان الكتلة المولية لـ NaOH = ٤٠ غم/مول

مثال ④ محلول منظم مكون من حمض $HCOOH$ $Ka = 10^{-5} \times 1.8$ "
تركيزه ٠,٤ مول/لتر والملح $HCOONa$ = ٠,٥ مول/لتر أحسب
كتلة $NaOH$ التي يجب إضافتها الى لتر من المحلول
حتى تصبح $pH = 5$.

مثال ⑤ محلول منظم من الحمض H_2CO_3 تركيزه ٠,٣ مول/لتر
والملح $KHCO_3$ تركيزه ٠,٣ مول/لتر إذا علمت
أن $Ka = 4 \times 10^{-7}$ ، لو ٣ = ٠,٣ ، لو ٤ = ٠,٦ "

١. ما صيغة الأيون المشترك .
٢. أحسب pH للمحلول .
٣. أحسب pH للمحلول بعد إضافة $Ba(OH)_2$ بتركيز (٠,٠٥)
الى لتر من المحلول
٤. ما طبيعة تأثير محلول الملح $KHCO_3$ ؟ .

مثال ⑥ محلول منظم حجمه (١ لتر) يتكون من الحمض HX
وملحه KX لوحظ تناقص التركيز فإذا كانت
قيمة pH للمحلول (٥) وعند اضافة (٠,١) مول
HCL الى لتر من المحلول اصبحت pH = ٤,٨٥
لو ١,٤ = ٠,١٥

① Ka للحمض ② التركيز الابتدائي للملح KX ③ طبيعة تأثير محلول الملح KX