التمييز في الكيمياء

التوجيهي العلمي

الوحدة الثانية

الحموض والقواعد

إعداد الأستاذ - : محمد عليان

٠٧٩٥١٣٦٠٨٢

اولاً : مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد

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

- من الامثلة على المركبات التي تعتبر من حموض ارهينيوس-:

اسم المركب	الصيغة الكيميائية
حمض الهيدروكلوريك	HCl
حمض يوديد الهيدروجين	HI
حمض الهيدروبروميك	HBr
حمض البيروكلوريك	$HClO_4$
حمض الايثانويك	CH_3COOH
حمض النيتريك	HNO_3
حمض الكبريتيك	H_2SO_4
حمض الهيدروسيانيك	HCN

- حيث تتأين جميع المركبات السابقة لتعطي أيون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء ,ومن أمثلة ذلك-:

$$HCl(g) \xrightarrow{H2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$CH_3COOH \xrightarrow{H2O} H^+ + CH_3COO$$

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

- من الامثلة على المركبات التي تعتبر من قواعد ارهينيوس-:

اسم المركب	الصيغة الكيميائية
هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH$
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$
هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2$
هيدروكسيد الألمنيوم	$Al(OH)_3$

- حيث تتأين جميع المركبات السابقة لتعطي أيون الهيدروكسيد(OH^-) عند إذابتها في الماء ,ومن أمثلة ذلك -:

$$NaOH \xrightarrow{H2O} OH^- + Na^+$$

❖ تمكن ارهينيوس من التمييز بين الحمض القوي والحمض الضعيف من خلال التفاوت في التوصيل الكهربائي لمحاليل الحموض ,حيث صنف الحموض بشكل عام الى-:

- **الحموض القوية -:** وهي الحموض التي تتأين تأينا كليا .
  - حيث تمتلك محاليل الحموض القوية قدرة عالية على إيصال التيار الكهربائي بسبب تأينها القوي ,ومن أمثلة هذه الحموض **(HCl ,HI ,HBr ,HNO_3 ,$HClO_4$,H_2SO_4)**.
- **الحموض الضعيفة -:** وهي الحموض التي تتأين تأينا جزئيا.
  - حيث تمتلك محاليل الحموض الضعيفة قدرة منخفضة على إيصال التيار الكهربائي ,ومن أمثلة هذه الحموض **(HF ,HCN ,CH_3COOH ,H_2SO_3)**.

✓ **ملاحظة -:**يستخدم السهم ذو الاتجاه الواحد (⟶) للدلالة على التأين القوي بينما يستخدم سهم الاتزان (⟷) للدلالة على التأين الضعيف.

مثال : اكتب معادل تأين كل من الحمضين الآتيين (**HCN , $HClO_4$**).

$$HCN + H2O \longrightarrow CN^- + H3O^+$$

$$HClO_4 + H2O \rightleftharpoons ClO^-_4 + H3O^+$$

❖ واجها تعريف ارهينيوس العديد من أوجه القصور أو الضعف ,وفي ما يلي **أهم النقاط التي تمثل القصور في تعريف ارهينيوس**-:

١- **اقتصار التعريف على المركبات في محاليلها المائية** ,وبذلك فإن **(NH_3 , HCl)** لا يعدان حمضا وقاعدة ما لم يذابا في الماء , ولكنهما

- يتفاعلان كحمض وقاعدة في الأوساط غير المائية لتكوين ملح كلوريد الأمونيوم **(NH_4Cl)**, كما في المعادلة التالية-:

$$HCl_{(g)} + NH3_{(g)} \longrightarrow NH4Cl_{(g)}$$

- يتفاعلان في الحالة الغازية لتكوين نفس الملح دون أن يتأين غاز**(HCl)** لإنتاج ايون **(H^+)**, أو يتأين غاز الأمونيا **(NH_3)** لإنتاج ايون **(OH^-)**, كما في المعادلة التالية-:

$$HCl_{(g)} + NH3_{(g)} \longrightarrow NH4Cl_{(g)}$$

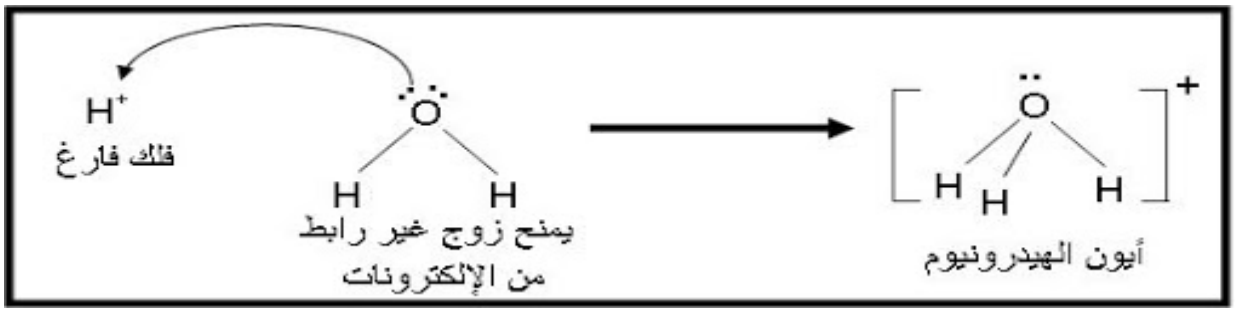
٢- **لم يتمكن** من تفسير السلوك الحمضي و القاعدي لمحاليل بعض الأملاح مثل-:

(NH_4Cl ,KCN ,NaF ,CH_3COONa) .

العلم كالأرض، لا يمكننا أن نمتلك منه سوى القليل القليل

أيــون الهيـدرونيـوم (H_3O^+)

- أيون **(H^+)** هو عبارة عن بروتون ذرة الهيدروجين، وهو عبارة عن دقيقة مادية ذات شحنة كهربائية موجبة عالية الكثافة بسبب صغر حجمه، فهو يملك فلك فارغ .
- فإنه يحدث تجاذب بين أيون الهيدروجين **(H+)** وزوج الإلكترونات غير المرتبط على ذرة الأكسجين في جزيئات الماء **(H2O)** ، وتنشأ بينهما رابطة مشتركة تناسقية وهذا يوفر ارتباطاً بين **(H+)** وجزيء ماء واحد على الأقل، وبذلك يتشكل أيـون الهيدرونيـوم **(H3O+)**، كما يظهر في المعادلـة التالية:



- وبما أن وجود أيون (H^+) في الماء، يعمل على تشكيل أيون الهيدرونيوم ($H3O^+$)،إذاً بإمكاننا اعتبار تفكك حمض (HCl) في الماء هو بمثابة انتقال لأيون (H^+) "البروتون" من الحمض(HCl) إلى الماء كما يلي:

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- وهذا أدى إلى ظهور مفهوم جديد أكثر شمولية للحمض والقاعدة، وهذا المفهوم يعتمد على أساس انتقال البروتون **(H^+)** من الحمض إلى القاعدة، ولقد، عرف هذا المفهوم باسم (مفهوم برونستد - لوري).

ثانياً : مفهوم برونستد – لوري للحموض والقواعد

❖ الحمض: **هو مادة لها القدرة على إعطاء البروتون (H^+) لمادة أخرى في التفاعل، (مانحة للبروتون).**

❖ القاعدة : **هي مادة لها القدرة على استقبال البروتون ($H+$) من مادة أخرى في التفاعل، (مستقبلة للبروتون).**

مثال : من خلال انتقال البروتون ,يمكن تحديد كل من الحموض والقواعد حسب مفهوم برونستد -لوري في كل من المعادلات التالية-:

$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

((مستقبل للبروتون)) ((مانح للبروتون))

قاعدة حمـض

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

(مانح للبروتون) (مستقبل للبروتون)

حمض قاعدة

ملاحظة

يعتبر أيون الهيدروكسيد **(OH^-)** مادة قاعدية حسب مفهوم (برونستد-لوري)، وذلك لأنه يستقبل أيون **(H^+)** "البروتون" من أيون الهيدرونيوم **(H_3O^+)** الحمضي،حيث يتفاعلان معاً لإنتاج الماء كما يلي:

$$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$

مثال : عين الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد – لوري لِكل من التفاعلات الآتية:-

- $HSO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons SO_3^{-2}{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

حمض (مانح للبروتون) قاعدة (مستقبل للبروتون)

- $N2H4_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N2H5^+_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

قاعدة (مستقبل للبروتون) حمض (مانح للبروتون)

- $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

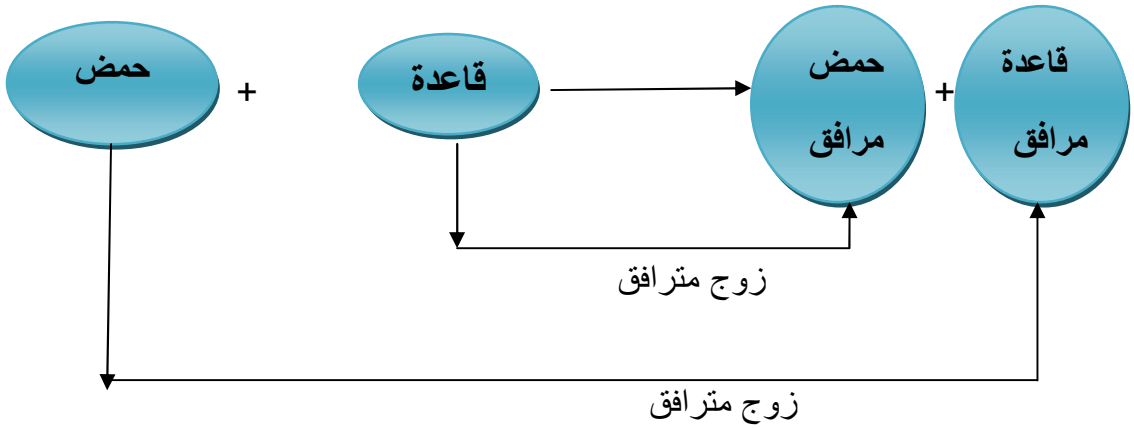
حمض (مانح للبروتون) قاعدة (مستقبل للبروتون)

الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد

- القاعدة المرافقة : هي المادة التي تستقبل البروتون من الحمض .
- الحمض المرافق: هي المادة التي تمنح البروتون ل القاعدة .

✓ يسمى الحمض والقاعدة المرافقة لها..... زوجا مترافقا .

✓ يسمى القاعدة والحمض المرافقة لها..... زوجا مترافقا .



من يخاف الوقوع

في الخطأ لن يتعلم أبدا

مثال :

زوج مترافق

$$- HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons F^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

حمض — قاعدة — قاعدة مرافقة — حمض مرافق

زوج مترافق

$\Longrightarrow$ H_2O/H_3O^+ | HF/F^-

حمض مرافق / قاعدة | قاعدة مرافقة /حمض

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

حمض — قاعدة — قاعدة مرافقة — حمض مرافق

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

قاعدة — حمض — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

قاعدة عامة : **القاعدة المرافقة = صيغة الحمض – H^+** ، **الحمض المرافق = صيغة القاعدة + H^+**

مثال :

القاعدة المرافقة لحمض HCl هي Cl^-

القاعدة المرافقة لحمض HF هي F^-

القاعدة المرافقة لحمض CH_3COOH هي CH_3COO^-

القاعدة المرافقة لحمض H_3O^+ هي H_2O

مثال :

الحمض المرافق للقاعدة CN^- هو HCN

الحمض المرافق للقاعدة H_2O هو H_3O^+

الحمض المرافق للقاعدة NH_3 هو NH_4^+

س أكمل المعادلة وحدّد الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة في التفاعل الآتي:

$NH_3 + HBr \rightleftharpoons$ .....+.....

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

القوى النسبية للحموض والقواعد

❖ تقاس قوة الحمض بمفهوم (برونستد-لوري) من خلال قدرته على منح البروتون **(H+)** وتقاس قوة القاعدة من خلال قدرتها على استقبال البروتون.

❖ أكدت التجارب والدراسات أن :

- **الحمض القوي ينتج عنه قاعدة مرافقة ضعيفة، والحمض الضعيف ينتج عنه قاعدة مرافقة قوية .**
- **القاعدة القوية ينتج عنها حمض مرافق ضعيف، والقاعدة الضعيفة ينتج عنها حمض مرافق قوي.**

❖ وبشكل عام يمكن تصنيف الحموض حسب قوتها إلى قسمين هما:

✓ الحموض القوية : وهي الحموض التي تتأين كلياً في الماء، وينشأ عنها قواعد مرافقة ضعيفة جداً ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء والارتباط بالبروتون (H^+).

مثال : $(HNO_3 / H_2SO_4 / HCl / HClO_4)$

✓ الحموض الضعيفة : وهي الحموض التي تتأين جزئياً في الماء، وينشأ عنها قواعد مرافقة قوية نسبياً قادرة على التفاعل مع الماء والارتباط بالبروتون (H^+).

مثال : $(HF / CH_3COOH / H_2S / NH_4^+)$.

❖ يمكن تصنيف القواعد حسب قوتها إلى قسمين هما:

✓ القوعد القوية : وهي القواعد التي تتأين كلياً في الماء، وينشأ عنها حموض مرافقة ضعيفة جداً ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء ومنح البروتون (H^+).

مثال : $(Ca(OH)_2 / KOH / NaOH)$

✓ القواعد الضعيفة : وهي القواعد التي تتأين جزئياً في الماء، وينشأ عنها حموض مرافقة قوية نسبياً قادرة على التفاعل مع الماء ومنح البروتون (H^+).

مثال : $(NH_3 / CH_3NH_2 / N_2H_4)$

القاعدة المرافقة	الحمض
ClO_4^-	$HClO_4$
Cl^-	HCl
HSO_4^-	H_2SO_4
NO_3^-	HNO_3
H_2O	H_3O^+
F^-	HF
CH_3COO^-	CH_3COOH
HCO_3^-	H_2CO_3
HS^-	H_2S
NH_3	NH_4^+
OH^-	H_2O

تزداد قوة القاعدة المرافقة ↓

تزداد قوة الحمض ↑

يبين عدداً من من الأزواج المرافقة للحموض والقواعد مرتبة حسب قواها النسبية

مثال : أدرس التفاعلات التالية :

سهم واحد فقط للمعادلة وهذا يعني أن تأين حمض **(HCl)** يعتبر تأين كلي

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

حمض قوي قاعدة قوية حمض مرافق ضعيف قاعدة مرافقة ضعيفة

(Cl^-) حمض قوي نسبياً وينتج عنه قاعدة مرافقة ضعيفة هي (HCl)حمض .

(H_2O) قاعدة قوية نسبياً وينتج عنها حمض مرافق ضعيف هو (H_3O^+).

- وبما أن اتجاه السهم يتجه نحو الطرف الأيمن للمعادلة، فهذا يعني أن التفاعل يرجّح الاتجاه نحو الطرف الذي يحوي الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة .

سهم الأتزان وهذا يعني ان تأين حمضCH3COOH يعتبر تأين جزئي

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

حمض ضعيف مقارنة قاعدة ضعيفة مقارنة قاعدة مرافقة قوية حمض مرافق قوي

مقارنة بـ (H_3O^+) مقارنة بـ (CH_3COO^-) مقارنة بـ (H_2O) (CH_3COOH)

CH_3 حمض ضعيف \ CH_3COO^- قاعدة مرافقة قوية

H_2O قاعدة ضعيفة \ H_3O^+ حمض مرافق قوي

- **وبذلك نلاحظ أن الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة يقعان في الجانب الأيسر من المعادلة، وبما أن التفاعل يرجّح الاتجاه نحو الطرف الذي به الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة، إذاً سيكون اتجاه التفاعل نحو الطرف الأيسر(⟵) بدرجة أكبر من اتجاهه نحو الطرف الأيمن .**

ملاحظة

١- تعتمد القوة النسبية لحمض ما أو لقاعدةٍ ما، على قوة الحمض أو القاعدة الأخرى في الطرف الآخر من معادلة التفاعل أي أن القوة والضعف أمر نسبي مقترن بالطرف الآخر.

٢- يرجّح التفاعل المتزّن الاتجاه نحو الطرف الذي به الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة.

٣- التفاعل الذي يكون تأينه كلياً يكون دائماً بالاتجاه الأمامي (⟶) أي أنه يتجه نحو الطرف الذي يحتوي على الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة، ولا يوجد اتجاه معاكس للتفاعل لأن التفكك قوي .

مثال : أذ علمت ان قوة الحموض الأتية في الماء كمايلي : $(NH4 < H2S < H2CO3 < HF)$ عين الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلين الآتيين:

1) $H_2S_{(aq)} + F^-_{(aq)} \rightleftharpoons HS^-_{(aq)} + HF_{(aq)}$

(HF) أقوى من (H_2S) جهة الاتزان يرجح جهة اليسار (الاتجاه العكسي) ⟵

2) $H_2CO_{3(aq)} + NH_{3\,(aq)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$

(H_2CO_3) اقوى من (NH_4^+) جهة الاتزان يرجح جهة اليمين (الاتجاه الامامي) ⟶

مثال : إذا علمت أن قوة القواعد الآتية تأخذ الترتيب التالي ((من الأقوى إلى الأضعف)) عند قراءتها من اليمين

(CN^- ، HS^- ، $NO3^-$) ، أكتب صيغة الحمض المرافق لكل منها ثم رتبها حسب قوتها ؟

بما أن قوة القواعد هي $CN^- > HS^- > NO_3^-$ إذاً قوة الحموض هي $HCN < H_2S < HNO_3$

تذكير

الحمض المرافق = صيغة القاعدة + H^+

مثال : أكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل الذي يحصل عند إضافة إيثانوات الصوديوم (CH_3COONa) إلى محلول حمض الهيدروفلوريك (HF) ثم بيّن الاتجاه الذي يرجحه الاتزان؟ علماً ان حمض (HF) أقوى من حمض (CH_3COOH)

$$CH_3COONa + HF \rightleftharpoons CH_3COOH + NaF$$

مثال : إذا علمت أن حمض النيتروز (HNO_2) أقوى من حمض الايثانويك (CH_3COOH) فأيهما أضعف (NO_2^-) أم (CH_3COO^-)؟

وذلك لأن الحمض القوي ينتج عنه قاعدة ضعيفة، وبما أن حمض (HNO_2) هو الحمض القوي، فإن قاعدته المرافقة NO_2^- تكون هي القاعدة الضعيفة.

ثالثاً : مفهوم لويس للحموض والقواعد

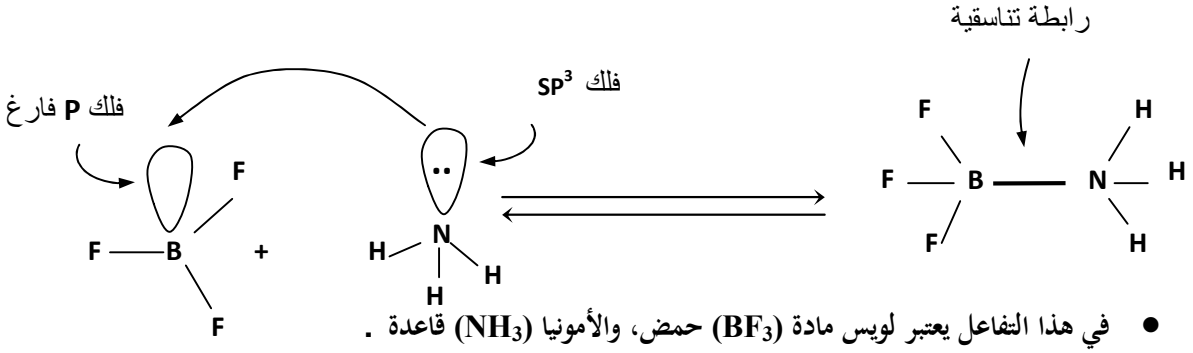
- **الحمض :** هو مادة لها القدرة على استقبال زوج واحد من الإلكترونات غير المرتبطة أو أكثر.
- **القاعدة :** هي مادة لها القدرة على منح زوج واحد من الإلكترونات غير المرتبطة أو أكثر.

- جاء مفهوم لويس لتفسير بعض التفاعلات التي عجز مفهوم (برونستد-لوري) عن فهمها، فهناك الكثير من تفاعلات الحموض والقواعد التي لا يحدث خلالها انتقال البروتون (H^+).

- مثل تفاعل الأمونيا (NH_3) مع (BF_3).

$$BF_3 + :NH_3 \longrightarrow H_3N \underset{\uparrow}{_} BF_3$$

حمض قاعدة رابطة تناسقية



- **في هذا التفاعل يعتبر لويس مادة (BF_3) حمض، والأمونيا (NH_3) قاعدة .**
- **جزيء (NH_3) هو القاعدة، لأنه يمنح زوج الإلكترونات غير المرتبط، ويكون جزيء (BF_3) هو الحمض لأنه يستقبل زوج الإلكترونات غير المرتبط .**

❖ **تكمن أهمية مفهوم لويس للحموض والقواعد في الأمور التالية:**

١ – استطاع تفسير تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتمل على انتقال بروتونات(H^+).

٢ – استطاع تفسير السلوك الحمضي للأيونات الموجبة للفلزات وخاصة (أيونات الفلزات الانتقالية)، باعتبار أنها تحتوي على أفلاك فارغة قادرة من خلالها على استقبال أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة.

ملاحظة

١- **استطاع مفهوم لويس تفسير السلوك الحمضي للأيونات الموجبة للفلزات، وخاصة (أيونات الفلزات الانتقالية مثل Zn^{+2} ، Cu^{+2} ، Co^{+3})، وذلك على أساس أن هذه الأيونات تحتوي على أفلاك فارغة، تستطيع من خلالها استقبال أزواج من الإلكترونات .**

٢- **أي جزيء يحوي (Be) أو(B) يعتبر من حموض لويس ,ومن أمثلة ذلك-:**

(BeF_2 ,BeH_2 ,BH_3 ,BF_3)

مثال : عين حمض وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:-

١- $Cu^{+2}_{(aq)} + 6H_2O_{(l)} \rightleftharpoons [Cu(H_2O)_6]^{+2}_{(aq)}$

قاعدة "تمنح زوج إلكترونات" حمض"يستقبل زوج إلكترونات"

٢- $Cd^{+2}_{(aq)} + 4I^{-}_{(l)} \rightleftharpoons [CdI_4]^{-2}_{(aq)}$

قاعدة "تمنح زوج إلكترونات" حمض"يستقبل زوج إلكترونات"

3- $Ag^{+}_{(aq)} + 2NH_{3\,(aq)} \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^{+}_{(aq)}$

قاعدة "تمنح زوج إلكترونات" حمض"يستقبل زوج إلكترونات"

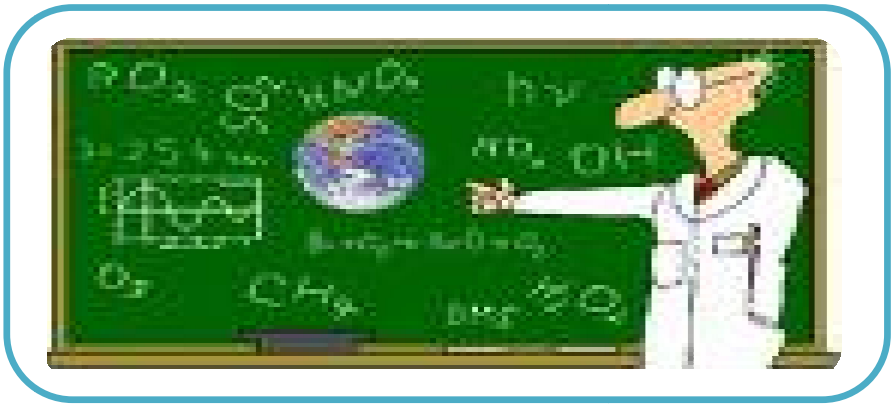
٤- $Cd^{+2}_{(aq)} + 4I^{-}_{(l)} \rightleftharpoons [CdI_4]^{-2}_{(aq)}$

قاعدة "تمنح زوج إلكترونات" حمض"يستقبل زوج إلكترونات"

❖ يُعتبر مفهوم لويس صحيحاً أيضاً لجميع التفاعلات التي فهمها العالمان (برونستد – لوري) والتي يحدث خلالها انتقال للبروتون [أيون الهيدروجين (H^+)]، حيث تمكن العالم لويس من فهم وتفسير هذه التفاعلات، بأسلوبه الخاص الذي يعتمد على انتقال زوج الإلكترونات غير المرتبط من القاعدة إلى الحمض، والأمثلة التالية توضّح ذلك:

$NH_3 + H_3O^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

قاعدة	حمض
منح زوج الكترونات	مستقبل زوج الكترونات
استقبل بروتون	منح بروتون



Facebook

الاستاذ محمد عليان(كيمياء)

التأين الذاتي للماء

❖ من خلال الدراسات تبين ان الماء يوصل التيار الكهربائي بشكل ضعيف وهذا يعني وجود أيونات موجبة وسالبة مسؤولة عن هذا التوصيل ,ومصدر هذه الأيونات ,هو أن الماء يتأين بشكل تلقائي لتكوين أيونات (+H_3O ,-OH) ، حسب المعادلة التالية (معادلة تأين الماء) :-

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

✓ فإنه يمكن كتابة قانون ثابت الاتزان لمعادلة التأين الذاتي للماء على النحو التالي:

$$\frac{[H_3O^+]\ [OH^-]}{[H_2O]^2} = Kc$$

ضرب تبادلي

$$[H_3O^+]\ [OH^-] = [H_2O]^2 \times Kc$$

وبما أن تركيز جزيئات الماء تقريباً (ثابت)، فإن حاصل ضرب $[H2O]^2 \times Kc$ يعطي مقدار ثابت آخر رُمز له بالرمز (Kw) ويقصد به (ثابت التأين للماء) حيث ان :-

$Kw = [H3O+] \times [OH-] = 1 \times 10^{-14}$ وذلك عند درجة حرارة (٢٥س0).

- **التأين الذاتي للماء** :سلوك بعض جزيئات الماء كحمض وبعضها كقاعدة في الماء النقي.

- **يتم تصنيف المحاليل اعتمادا على تراكيز الايونات (H_3O^+ ,OH^-)إلى ثلاثة أصناف , كما يلي**:-

١- المحلول المتعادل **في هذا المحلول يكون $[OH^-] = [H_3O^+]$:**

$$[OH^-] = [H3O^+] = Kw$$

$$[H_3O^+]^2 = [OH^-]^2 = \sqrt{Kw} = 1 \times 10^{-7}$$ مول / لتر

٢- المحلول الحمضي **في هذا المحلول يكون $[OH^-] < [H_3O^+]$:**

$[H3O^+] > 1 \times 10^{-7}$ مول / لتر

$[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$ مول / لتر

٣- المحلول القاعدي : **في هذا المحلول يكون $[OH^-] > [H_3O^+]$**

$[H3O^+] < 1 \times 10^{-7}$ مول / لتر

$[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$ مول / لتر

ملاحظة

تبقى حالة الاتزان موجودة بين (OH^-, H_3O^+) من جهة وجزيئات الماء من جهة أخرى في المحاليل المائية ,سواء كانت متعادلة أو حمضية أو قاعدية ,أي أن العلاقة $Kw = [H3O+] \times [OH-] = ١ \times ١٠^{-١٤}$ تبقى صحيحة دائما بغض النظر عن طبيعة الوسط .

مثال : **احسب** $[H_3O^+]$ في محلول ,إذا علمت أن $[OH^-] = ١ \times ١٠^{-٥}$ مول / لتر ,وحدد فيما إذا كان الوسط حمضيا أم قاعديا ؟

$$[H3O^+] = \frac{Kw}{[OH-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١ \times ١٠^{-٥}} = ١ \times ١٠^{-٩} \text{ مول / لتر}$$

✓ $[H3O^+] < ١ \times ١٠^{-٩}$ مول / لتر ⟸ وسط قاعدي

مثال : احسب تركيز $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$ في محلول حمض النيتريك **(HBr)** الذي تركيزه $(١ \times ١٠^{-٤}$ مول/لتر)؟

✓ يعتبر HBr من الحموض القوية ، وحيث يتأين كليا في الماء كما في المعادلة التالية :-

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

✓ حمض قوي اذن $[H_3O^+] = [HBr] = ١ \times ١٠^{-٤}$ **مول/لتر**

✓ $[OH-] = \frac{Kw}{[H3O^+]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١ \times ١٠^{-٤}} =$

مثال : احسب تركيز (OH^-, H_3O^+) في محلول **(NaOH)** ١×١٠^{-٣} مول / لتر ؟

✓ يعتبر NaOH من القواعد القوية ، وحيث يتأين كليا في الماء كما في المعادلة التالية :-

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

✓ وبما أن القاعدة قوية فإن $[NaOH] = [OH-] = ١ \times ١٠^{-٣}$ مول / لتر

✓ $[H3O^+] = \frac{Kw}{[H3O^+]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١ \times ١٠^{-٣}} = ١ \times ١٠^{-١١}$ مول / لتر

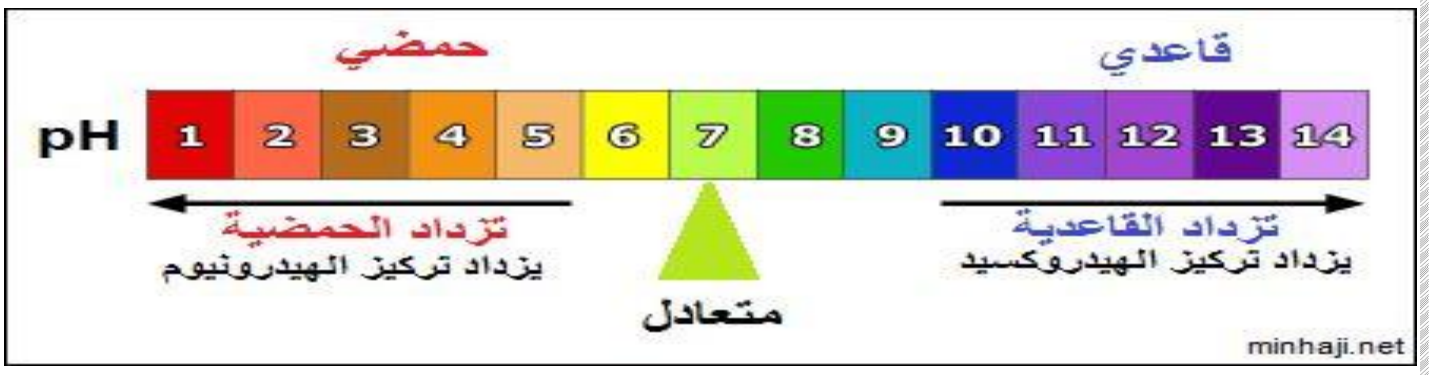
الرقم الهيدروجيني (PH)

- **الرقم الهيدروجيني :**اللوغاريتم السالب للأساس (١٠) لتركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) في المحلول.

- **رياضيا بالعلاقة التالية-:**

$$PH = - \text{لو}[H_3O^+]$$

- تكمن اهمية الرقم الهيدروجيني في استخدامه للتعبير عن درجة حموضة المحاليل المختلفة .



ملاحظة

خلاصة لأهم قوانين اللوغريتمات ((لمساعدتك في حساب PH))

١- لو (س × ص) = لوس + لوص .

٢- لو $\frac{\text{س}}{\text{ص}}$ = لو س - لو ص .

٣- لو$(\text{س})^{\text{ص}}$ = ص لو س

٤- لو $١٠^{\text{ص}}$ = ص لو ١٠ = ص

لو $١٠^{-\text{ص}}$ = - ص لو ١٠ = - ص ، حيث لو ١٠= ١ دائماً.

٥- عندما تكون س = لو ص ⇐ ص = $١٠^{\text{س}}$

عندما تكون - س = لو ص ⇐ ص = $١٠^{-\text{س}}$

علماً بأن لو ١ = صفر، لو ١٠ = ١.

ملاحظة

العلاقة بين [H3O+] و PH ⟸ عكسية

مثال : احسب الرقم الهيدروجيني (PH) لمحلول حمض البيركلوريك ($HClO_4$)، حيث

$[H_3O^+]$ = ١.٥ × ١٠$^{-٢}$ مول/لتر؟ علماً بأن لو١.٥ = ٠.١٨

✓ **PH** = - لو**$[H_3O^+]$**

✓ **PH** = - لو (١.٥×١٠$^{-٢}$) = -(لو١.٥+ لو١٠$^{-٢}$)= - (٠.١٨ – ٢)= +١.٨٢

مثال : جد قيمة **(pH)** لمحلول فيه **$[H_3O^+]$** = ١مول / لتر ؟

✓ **PH** = - لو **$[H_3O^+]$** = - لو ١ = صفر

مثال : احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول إذا كان تركيز [-OH]=٢.٨×١٠$^{-٥}$ مول/لتر؟علماً بأن لو٣.٦=٠.٥٦

✓ نحسب أولاً تركيز (+H3O) كما يلي:

$$[H3O^+] = \frac{Kw}{[OH-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٢.٨ \times ١٠^{-٥}} = ٣,٥٧ \times ١٠^{-١٠}$$ **مول/لتر.**

✓ لحساب PH نقرب تركيز [H3O+] لأقرب منزلة عشرية فتصبح (٣,٦×١٠$^{-١٠}$).

PH = -لو**$[H_3O^+]$**

= - لو (٣.٦×١٠$^{-١٠}$) = - (لو٣.٦ + لو١٠$^{-١٠}$)

= - (٠.٥٦-١٠) = +٩.٤٤

مثال : احسب **$[H_3O^+]$** في محلول رقمه الهيدروجيني يساوي ٧,٤ (**pH** = ٧,٤) ، علما بأن (١٠$^{٠.٦}$=٤).

✓ **PH** = - لو**$[H_3O^+]$** ⟸ - ٧.٤ = لو **$[H_3O^+]$**

- (نضيف إلى الرقم قيمة توصله إلى عدد صحيح قريب منه ونطرح نفس القيمة)

✓ لو **$[H_3O^+]$** = - ٧.٤ – ٠.٦+٠.٦ ⟸ لو **$[H_3O^+]$** = ٨ -٠.٦

لو ١٠$^{٠.٦}$ ⟵ ⟶ لو١٠$^{-٨}$

✓ لو **$[H_3O^+]$**=(لو ١٠ $^{٠.٦}$)+ (لو ١٠ $^{-٨}$) ⟸ لو(١٠ $^{٠.٦}$ × لو ١٠ $^{-٨}$)

✓ لو **$[H_3O^+]$** = (لو ١٠ $^{٠.٦}$ × لو ١٠ $^{-٨}$)

✓ **$[H_3O^+]$** = ١٠ $^{٠.٦}$ × لو ١٠ $^{-٨}$ = ٤ × ١٠ $^{-٨}$ مول / لتر

مثال : احسب [OH-] في محلول رقمه الهيدروجيني يساوي ٣.٥ (pH = ٣.٥) ، علما بأن ($١٠^{-٠.٥}$=٣.٢) .

- PH = - لو[H_3O^+] ⟸ ٣.٥ - = لو [H_3O^+]
- لو [H_3O^+] = - ٣.٥– ٠.٥ +٠.٥ ⟸ لو [H_3O^+] = ٤ -٠.٥
- [H_3O^+] = ٣.٢ × $١٠^{-٤}$ مول / لتر

- [OH-] = $\frac{Kw}{[H3O^+]}$ = $\frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٣.٢ \times ١٠^{-٤}}$ = ٠.٣١ × $١٠^{-١٠}$ مول / لتر

مثال : أحسب تركيز [H3O+] في كل من الحالات التالية:

أ- PH = ١١.٥؟ ب- PH= ٤.٣ ؟ جـ - PH = ١٠.٥ ؟ د - PH = ٢.٦ ؟

أ- PH = - لو [H_3O^+]	ب- PH = - لو [H_3O^+]
١١.٥= - لو [H_3O^+]	٤.٣ = - لو [H3O+]
-١١.٥= لو [H_3O^+]	-٤.٣ = لو [H_3O^+]
١٢-٠.٥= لو [H_3O^+]	٥ -٠.٧ = لو [H_3O^+]
⇐[H_3O^+]= $١٠^{-١٢}$×$١٠^{٠.٥}$	⇐ [H_3O^+] = $١٠^{-٥}$×$١٠^{٠.٧}$
⇐[H_3O^+]= ٣.١٥ × $١٠^{-١٢}$مول/لتر	⇐ [H_3O^+] = ٥ × $١٠^{-٥}$مول/لتر
جـ- PH = -لو [H_3O^+]	د- PH = -لو [H_3O^+]
١٠.٥ = -لو [H_3O^+]	٢.٦= - لو [H3O+]
-١٠.٥ = لو [H_3O^+]	-٢.٦ = لو [H_3O^+]
١١-٠.٥ = لو [H_3O^+]	٣ -٠.٤ = لو [H_3O^+]
⇐ [H_3O^+]= $١٠^{-١١}$×$١٠^{٠.٥}$	⇐ [H_3O^+] = $١٠^{-٣}$×$١٠^{٠.٤}$
⇐ [H_3O^+]= ٣.١٥ × $١٠^{-١١}$مول/لتر	⇐ [H_3O^+] = ٢.٥ × $١٠^{-٣}$مول/لتر

الحموض الضعيفة

تذكير

الحموض الضعيفة هي حموض لا تتأين بشكل كامل في الماء, بل يكون تأينها جزئيا .

أمثلتها: حمض الايثانويك "الأسيتيك"**(CH_3COOH)**، حمض الهيدروفلوريك **(HF)**،حمض الهيدروسيانيك **(HCN)**، حمض البنـزويك **(C_6H_5COOH)** ... الخ.

❖ بفرض أن **(HA)** حمض ضعيف, فانه يمكن تمثيل تأين هذا الحمض في الماء كما يلي-:

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

- يعبر عن ثابت اتزان التفاعل كما يلي-:

$$Kc = \frac{[A^-]\ [H_3O^+]}{[HA]\ [H_2O]}$$

- بما أن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جدا, فإنه يمكن اعتبار تركيزه ثابت ويتم دمجها مع الثابت **(Kc)**, ويرمز للثابت الجديد بالرمز **(K_a)** اي ان :

$$K_a = [H_2O]\ Kc$$

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

Ka: ثابت تأين الحمض الضعيف, و مقياسا لقوة الحمض .

ملاحظة

العلاقة بين Ka و تركيز $[H_3O^+]$ ← طردية (من القانون)

العلاقة بين Ka و وقوة الحمض ← طردية

العلاقة بين Ka و (PH) ← عكسية

العلاقة بين قوة الحمض و وقاعدته المرافقة ← عكسية

العلاقة بين Ka و $[OH^-]$ ← عكسية

مثال :

أدرس الجدول الاتي ، ثم اجب عن ما يلي :

الحمض	Ka
HA	١×١٠^{-١٢}
HB	٢×١٠^{-١٠}
HC	٤×١٠^{-٦}

١) ما الحمض الاقوى ؟
٢) ما الحمض الاضعف ؟
٣) القواعد المرافقة لهذه الحموض وما ترتيبها حسب قوتها في الماء؟
٤) اي المحلولين (HB , HC) يكون فيه تركيز [H3O+] هو الاقل ؟
٥) اكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لحمضها أعلى PH ؟
٦) اي المحلولين (HB , HA) يكون فيه تركيز [HO^-] هو الاقل ؟

الحل :

١) HC ..... لأن العلاقة بين قوة الحمض و قيمة Ka طردية ولها اعلى قيمة Ka
٢) HA ..... لأن العلاقة بين قوة الحمض و قيمة Ka طردية ولها اقل قيمة Ka
٣) القواعد المرافقة هي (A^-, B^-, C^-) ..... لأن القاعدة المرافقة = صيغة الحمض - H^+

ترتيب القواعد المرافقة حسب القوة هو $A^- > B^- > C^-$ ...لان العلاقة بين قوة الحمض و وقاعدته المرافقة عكسية

٤) HC .....لأن العلاقة بين Ka و تركيز [H3O+] طردية ولها اقل قيمة Ka
٥) A^-.....لان العلاقة بين Ka وPH عكسية ولها اقل قيمة Ka
٦) HA ..... لأن العلاقة بين Ka و [-OH] عكسية ولها اعلى قيمة Ka

مثال :

احسب [$H3O^+$] في محلول حمض الميثانويك (HCOOH) ذي التركيز (٠.٠١ مول/لتر)، ثم احسب (PH) للمحلول؟ (علماً بأن Ka = ١.٨×١٠^{-٤} ، لو ١.٣٤ = ٠.١٣).

- نكتب معادلة تفكك الحمض الضعيف كما يلي:

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

	HCOOH	H_2O	$HCOO^-$	H_3O^+
قبل التأين	٠.٠١		صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠١- س		س	س

بما ان قيمة Kaصغير يتم أهمال قيمة س لانها ستكون صغير جداً

- $Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$ ⟸ $ka = \frac{[س][س]}{[٠.٠١ - س]}$ ⟸ $١.٨ \times ١٠^{-٤} = \frac{س^٢}{٠.٠١}$

س٢ = ١.٨ × ١٠$^{-٦}$ ⟸ س= ١.٣٤ × ١٠$^{-٣}$مول/لتر

- س= $[H_3O^+]$ ⟸ $PH = - لو [H_3O^+]$ ⟸ $= - لو (١.٣٤ \times ١٠^{-٣})$

$= - (لو ١.٣٤ + لو ١٠^{-٣}) = - (٠.١٣-٣) = +٢.٨٧$

مثال : ما قيمة الرقم الهيدروجيني (PH) في محلول حمض البنزويك (C6H5COOH) الذي تركيزه (٠.٠١ مول/لتر)؟ (علماً بأن Ka = ٦.٣ × ١٠$^{-٥}$ ، لو٧.٩ = ٠,٩).

$$C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H_3O^+$$

قبل التأين	٠.٠١	صفر	صفر	
بعد التأين	٠.٠١- س	س	س	

- $Ka = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$ ⟸ $٦.٣ \times ١٠^{-٥} = \frac{س^٢}{٠.٠١}$

س٢ = ٦٣ × ١٠$^{-٨}$ ⟸ س= ٧.٩ × ١٠$^{-٤}$مول/لتر.

- س= $[H_3O^+]$ ⟸ $PH = - لو [H_3O^+]$

$= - لو (٧.٩ \times ١٠^{-٤}) = - (لو٧.٩ + لو١٠^{-٤}) = - (٠.٩-٤) = +٣.١$

مثال : محلول من حمض ضعيف (HX) تركيزه (٠١. ٠ مول/لتر)، ورقمه الهيدروجين يساوي (٤) أحسب ثابت التأين (Ka) لهذا الحمض؟

- $PH = - لو [H_3O^+]$ ⟸ ٤ $= - لو [H_3O^+]$ ⟸ $- ٤ = لو [H_3O^+]$

$[H_3O^+]$= ١٠$^{-٤}$ مول/لتر .

- **الحمض ضعيف، فإن معادلة تأينه هي:**

$$HX_{(aq)} + H_2O \rightleftharpoons X^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

	$HX_{(aq)}$	$X^-_{(aq)}$	$H_3O^+_{(aq)}$
قبل التأين	٠.٠١	صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠١ - س	$١٠^{-٤}$	$١٠^{-٤}$

- $Ka = \frac{[X^-]\,[H_3O^+]}{[HX]} = \frac{(١٠^{-٤} \times ١)(١٠^{-٤} \times ١)}{١٠^{-٢} \times ١} = ١٠^{-٦} \times ١$

مثال : احسب قيمة (Ka) لحمض الايثانويك إذا وجد أن (PH) لمحلول منه تركيزه ٠.١ مول/لتر يساوي (٢.٨٨)؟

اذا علمت ان ($١٠^{٠.١٢} = ١.٣$)

- $PH = -$ لو $[H_3O^+]$ ⟸ $-٢.٨٨ =$ لو $[H_3O^+]$ ⟸ $[H_3O^+]$ لو $= (٠.١٢ - ٣)$

$[H_3O^+] = ١٠^{٠.١٢} \times ١٠^{-٣}$ مول/لتر ⟸ $[H_3O^+] = ١.٣ \times ١٠^{-٣}$ مول/لتر

- **الحمض ضعيف، فإن معادلة تأينه هي:**

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

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
قبل التأين	٠.٠١	صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠١ - س	١.٣×١٠^{-٣}	

- $Ka = \frac{[١.٣ \times ١٠^{-٣}]\,[١.٣ \times ١٠^{-٣}]}{٠.١} = ١.٧ \times ١٠^{-٥}$

العلم ليس سوى إعادة ترتيب لتفكيرك اليومي

القواعد الضعيفة

تذكير

القواعد الضعيفة هي قواعد لا تتأين بشكل كامل في الماء, بل يكون تأينها جزئيا .

أمثلتها (**NaOH** ، **KOH** ، **$Ba(OH)_2$** ... الخ).

❖ بفرض أن (BOH) قاعدة ضعيفة, فانه يمكن تمثيل تأين هذه القاعدة في الماء كما يلي-:

$$BOH_{(s)} + H_2O \longrightarrow B^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

- يعبر عن ثابت اتزان التفاعل كما يلي-:

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

- بما أن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جدا, فإنه يمكن اعتبار تركيزه ثابت ويتم دمجها مع الثابت **(Kc)**, ويرمز للثابت الجديد بالرمز **(K_a)** اي ان :

$$K_b = [H_2O]\,Kc$$

$$\frac{[BH^+]\,[OH^-]}{[B]} = K_b$$

K_b : ثابت تأين القاعدة الضعيفة, و مقياسا لقوة القاعدة .

ملاحظة

- العلاقة بين K_b و تركيز $[OH^-]$ ← طردية (من القانون)
- العلاقة بين K_b و وقوة القاعدة ← طردية
- العلاقة بين K_b و (PH) ← طردية
- العلاقة بين قوة القاعدة وحمضها المرافق ← عكسية
- العلاقة بين K_b و $[H3O+]$ ← عكسية

مثال : **أدرس الجدول الاتي ، ثم اجب عن ما يلي :**

القاعدة	K_b
AOH	١×١٠^{-١٢}
BOH	٢×١٠^{-١٠}
COH	٤×١٠^{-٦}

١) ما القاعدة الاقوى ؟
٢) ما القاعدة الاضعف ؟
٣) الحمض المرافق لهذه القواعد وما ترتيبها حسب قوتها في الماء؟
٤) اي المحلولين (BOH , COH) يكون فيه تركيز $[HO^-]$ هو الاقل ؟
٥) اكتب صيغة الحمض المرافق التي لقاعدتها أعلى PH ؟
٦) اي المحلولين (BOH , AOH) يكون فيه تركيز $[H_3O^+]$ هو الاقل ؟

الحل :

١) COH .....لأن العلاقة بين Kb و قوة القاعدة طردية ولها اعلى قيمة Kb
٢) AOH ..... لأن العلاقة بين Kb و قوة القاعدة طردية ولها اقل قيمة Kb
٣) (AOH_2^+ ، BOH_2^+ ، COH_2^+) ..... الحمض المرافق = صيغة القاعدة + H^+

ترتيب الحمض المرافق حسب القوة هو $AOH_2^+ > BOH_2^+ > COH_2^+$ ...لان العلاقة بين قوة القاعدة و حمضها المرافق عكسية .

٤) COH..... لأن العلاقة بين Kb و تركيز [-OH] طردية ولها اعلى قيمة Kb
٥) COH_2^+ ..... لأن العلاقة بين Kb و PH طردية ولها اعلى قيمة Kb لقاعدتها .
٦) BOH .....لأن العلاقة بين Kb و $[H_3O^+]$ عكسية ولها اعلى قيمة Kb .

مثال :

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا (NH_3)الذي تركيزه (٠.٤ مول/لتر) علماً بان ($K_b = ١.٨ \times ١٠^{-٥}$) ، (لو٣.٧ = ٠.٥٧)؟

- $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

قبل التأين	٠.٠٤	صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠٤- س	س	س

بما ان قيمة Kb صغيرة يتم أهمال قيمة س لانها ستكون صغير جداً

- $K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$ ⟸ $١.٨ \times ١٠^{-٥} = \frac{[س]\,[س]}{[٠.٠٤ - س]}$ ⟸ $١.٨ \times ١٠^{-٥} = \frac{س^{٢}}{٠.٠٤}$

س٢ = ٧.٢ × ١٠$^{-٦}$ ⟸ س = ٢.٦٨ × ١٠$^{-٣}$مول/لتر.

- $[OH^-]$ = س

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$ ⟸ $[H_3O^+] = \frac{١٠ \times ١^{-١٤}}{٢.٦٨ \times ١٠^{-٣}}$ = ٣.٧ × ١٠$^{-١٢}$مول/لتر

- PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو (٣.٧ × ١٠$^{-١٢}$)

= - (لو٣.٧+ لو١٠$^{-١٢}$)= - (٠.٥٧-١٢)= +١١.٤٣

مثال : البيريدين (C5H5N) قاعدة ضعيفة، فإذا علمت أن (Kb = ١.٧ ×١٠$^{-٩}$) (لو ٢.٤ = ٠.٣٨)، احسب PH لمحلول (٠.٠١ مول/لتر) من البيريدين؟

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

	C_5H_5N	H_2O	$C_5H_5NH^+$	OH^-
قبل التأين	٠.٠١		صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠١- س		س	س

- $K_b = \frac{[C_5H_5NH^+]\,[OH^-]}{[C_5H_5N]}$ ⟸ ١.٧ × ١٠$^{-٩}$ = $\frac{س^{٢}}{٠.٠١}$

س٢ = ١.٧ × ١٠$^{-١١}$ ⟸ س = ٤.١٢ × ١٠$^{-٦}$مول/لتر

- $[OH^-]$ = س

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$ ⟸ $[H_3O^+] = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٤.١٢ \times ١٠^{-٦}}$ = ٢.٤ × ١٠$^{-٩}$مول/لتر

- PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو (٢.٤× ١٠$^{-٩}$)

= - (لو٢.٤+ لو١٠$^{-٩}$)= - (٠.٣٨-٩)= +٨.٦٢

مثال : محلول قاعدة ضعيفة **(A)** تركيزها ٠,٠١ مول / لتر ، احسب قيمة **(K_b)** لتلك القاعدة إذا كان الرقم الهيدروجيني للمحلول يساوي ٨ (PH = ٨) ؟

- $PH = -$ لو $[H_3O^+]$ ⟸ $٨ = -$ لو $[H_3O^+]$ ⟸ $[H_3O^+]$ لو $= -٨$

$[H_3O^+] = ١ \times ١٠^{-٨}$ مول /لتر

- $[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]}$ ⟸ $[OH^-] = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١ \times ١٠^{-٨}} = ١ \times ١٠^{-٦}$ مول /لتر

- **القاعدة ضعيف، فإن معادلة تأينه هي:**

$$A + H_2O \rightleftharpoons AH^+ + OH^-$$

قبل التأين	٠.٠١	صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠١ - س	١×١٠^{-٦}	١×١٠^{-٦}

✓ $K_b = \frac{[AH^+][OH^-]}{[A]}$ ⟸ $K_b = \frac{(١ \times ١٠^{-٦})(١ \times ١٠^{-٦})}{١ \times ١٠^{-٨}} = ١ \times ١٠^{-١٠}$

مثال : احسب كتلة الأمونيا اللازم إذابتها في الماء لتحضير محلول حجمه ٤٠٠ مل ,ورقمها الهيدروجيني (pH = ١٢) ، علماً بأن ($K_b = ١.٨ \times ١٠^{-٥}$) ، الكتلة المولية ل (NH_3 = ١٧ غرام /مول)؟

✓ $PH = -$ لو $[H_3O^+]$ ⟸ $١٢ = -$ لو $[H_3O^+]$ ⟸ $[H_3O^+]$ لو $= -١٢$

$[H_3O^+] = ١ \times ١٠^{-١٢}$ مول /لتر

✓ $[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]}$ ⟸ $[OH^-] = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١ \times ١٠^{-١٢}} = ١ \times ١٠^{-٢}$ مول /لتر

✓ **القاعدة ضعيف، فإن معادلة تأينه هي:**

- $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

قبل التأين	ص	صفر	صفر
بعد التأير	ص - س	١×١٠^{-٢}	١×١٠^{-٢}

$$\bullet\ K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} \Leftarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(1 \times 10^{-8})(1 \times 10^{-8})}{\text{ص}}$$

ص = ٥.٥٦ مول / لتر

$$\bullet\ \text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم "باللتر"}} \Leftarrow ٥.٥٦ = \frac{\text{عدد المولات}}{٠.٤}$$

عدد المولات = ٢.٢ مول

$$\bullet\ \text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة المذابة (غرام)}}{\text{الكتلة المولية (مول /غرام)}} \Leftarrow ٢.٢٢٤ = \frac{\text{الكتلة المذابة}}{١٧}$$

الكتلة المذابة (NH_3) = ٣٧.٨١ غرام

حلول اسئلة الفصل

س ١

١- **حمض ارهينيوس:** مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء .
٢- **قاعدة برونستد – لوري:** مادة قادرة على استقبال البروتون (مستقبل للبروتون) من مادة أخرى.
٣- **حمض لويس:** مادة قادرة على استقبال زوج أو أكثر من الالكترونات.
٤- **التأين الذاتي للماء:** سلوك بعض جزيئات الماء كحمض وبعضها كقاعدة في الماء النقي.

س ٢

حمض برونستد – لوري	القاعدة المرافقة
H_2SO_3	HSO_3^-
H_3O^+	H_2O
COH	٤×١٠^{-٦}

الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الاملاح

- الملح : هي مركبات أيونية تتكون عادة من تفاعل الحموض والقواعد.
- محاليل الأملاح إما أن تكون : متعادلة ، حمضية ، قاعدية ، ويعتمد ذلك بشكل أساسي على قوة كل من الحمض والقاعدة الداخلين في تكوين هذا الملح.
- علماً بأن هذه الأملاح الناتجة من تفاعل الحموض والقواعد تتكون بالاحتمالات الأربعة التالية:

١) تفاعل (حمض قوي+ قاعدة قوية) مثل: $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$ (.....)

٢) تفاعل (حمض قوي+ قاعدة ضعيفة) مثل: $HCl_{(aq)} + NH_{3(aq)} \longrightarrow NH_4Cl_{(aq)}$ (.....)

٣) تفاعل (حمض ضعيف+ قاعدة قوية)مثل: $HCOOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow HCOONa_{(l)} + H_2O_{(l)}$ (.....)

٤) تفاعل(حمض ضعيف+ قاعدة ضعيفة) مثل: $HF_{(aq)} + NH_{3(aq)} \longrightarrow NH_4F_{(aq)}$ (.....)

إذا كانت	$K_b < Ka$	يكون المحلول حمضي	(PH<٧)
	$Ka < K_b$	يكون المحلول قاعدي	(PH>٧)
	$K_b = Ka$	يكون المحلول متعادل	(PH=٧)

- **التمـــيه**: هو تفاعل أيونات الملح مع الماء لإنتاج أيونات (H_3O^+ أو OH^-).
  - لا تمتلك جميع أيونات الملح القدرة على التفاعل مع الماء(التميّه)ويعتمد ذلك على قوة الحمض و القاعدة الأصليين اللذان نتج عنهما الايون السالب أو الأيون الموجب على التوالي ,ويمكن توضيح ذلك كما يلي-:
    - الأيون السالب في الملح هو عبارة عن قاعدة مرافقة لحمض ,فإذا كان هذا الحمض قوي مثل (HCl, HBr,....) فإن قاعدتها المرافقة(**الأيون السالب**) تكون ضعيفة جدا ولا تمتلك القدرة على التفاعل مع الماء (**لا تتميه**)
    - الأيون الموجب في الملح هو عبارة عن حمض مرافق لقاعدة ,فإذا كانت هذه القاعدة قوية مثل (NaOH,.....) فإن حمضها المرافق(**الأيون الموجب**) يكون ضعيف جدا ولا يمتلك القدرة على التفاعل مع الماء(**لا يتميه**) .

مثال :

مستعيناً بالمعادلات، فسرّ السلوك الحمضي أو القاعدي أو المتعادل، لكلٍ من محاليل الأملاح الآتية:

($N_2H_5NO_3$ ، KCl ، NaF)

١- يتأين الملح (**NaF**) في الماء كما يلي-:

$$NaF_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

- (Na^+) هو حمض مرافق لقاعدة قوية هي **(NaOH)** وبالتالي فهو لا يمتلك القدرة على التفاعل مع الماء.
- (F^-) هي قاعدة مرافقة لحمض ضعيف هو**(HF)** وبالتالي سوف تتفاعل مع الماء كما يلي-:

- $F^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

- اذن سوف يزداد تركيز (HO^-) في المحلول ,أي أن سلوك الملح هو سلوك قاعدي.

٢- يتأين الملح **(KCl)** في الماء كما يلي -:

- $KCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

- (K^+) هو حمض مرافق لقاعدة قوية هي **(KOH)** وبالتالي فهو لا يمتلك القدرة على التفاعل مع الماء.
- (Cl^-) هي قاعدة مرافقة لحمض قوي هو **(HCl)** وبالتالي فهي لا تمتلك القدرة على التفاعل مع الماء.
- لن يتأثر تركيز كل من (H_3O^+) و (OH^-) في المحلول ,وبالتالي فإن سلوك الملح هو سلوك متعادل.

٣- يتأين الملح $(N_2H_5NO_3)$ في الماء كما يلي -:

- $N_2H_5NO_{3\,(s)} \xrightarrow{H_2O} N_2H_5^+{}_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$

- $(N_2H_5^+)$ حمض مرافق لقاعدة ضعيفة هي (N_2H_4) وبالتالي سوف يتفاعل مع الماء كما يلي-:

- $N_2H_5^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_{4\,(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

- (NO_3^-) هي قاعدة مرافقة لحمض قوي هو (HNO_3) وبالتالي فهي لا تمتلك القدرة على التفاعل مع الماء.
- اذن سوف يزداد تركيز (H_3O^+) في المحلول ,أي أن سلوك الملح هو سلوك حمضي.

مثال :

أي الأملاح الآتية تتميه عند إذابتها في الماء:($CH_3NH_3NO_3$ ، $BaCl_2$ ، KCN)؟

- $KCN_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$
  أيون حمضي ضعيف — أيون قاعدي قوي
  (لا يتميه) — (يتميه)

- $BaCl_{2\,(s)} \xrightarrow{H_2O} Ba^{+2}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$
  أيون حمضي ضعيف — أيون قاعدي ضعيف
  (لا يتميه) — (لايتميه)

- $CH_3NH_3NO_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} CH_3NH_3^{+}{}_{(aq)} + NO_3^{-}{}_{(aq)}$

  أيون حمضي قوي (يتميه) — أيون قاعدي ضعيف (لا يتميه)

مثال : ما اثر درجة الحموضة **(PH)** ، عند إضافة الملح الى محلول حمضي ؟

علماً بأن : K_a ل (NH_4^+) = ٥.٦×١٠^{-١٠}

K_b ل (CN^-) = ٢.٥×١٠^{-٥}

- يتأين (NH_4CN) في الماء معطيا (CN^-) ، (NH_4^+) ويتفاعل كلاهما مع الماء

وبما أن K_b ل (CN^-) > K_a ل (NH_4^+) أذن تزداد قاعدية المحلول وتزداد قيمة **(PH)** .

تأثير الايون المشترك

- الايون المشترك : أيون ينتج من تأين مادتين مختلفتين **(ملح وحمض)** أو**(ملح وقاعدة)**.

- و الأيون المشترك هو الأيون الذي يتواجد في المحلول ويعتمد تركيزه على مصدرين إحداهما ملحي ,والآخر اما حمضي أو قاعدي.

❖ يؤدي تواجد الأيون المشترك في المحلول إلى حدوث خلل في الاتزان ,ولكن ومن المعلوم أن أي نظام متزن يعمل على العودة إلى حالة الاتزان عند حدوث خلل في اتزانه وفقا لمبدأ **لوتشاتلييه .**

- يتأين حمض الايثانويك في الماء كما يلي-:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

- أنه عند إضافة ملح ايثانوات الصوديوم (CH3COONa) الذي يحتوي على الأيون السالب $(CH3COO^-)$ وهو أيون مشترك مع صيغة الحمض الضعيف يحدث ما يلي :

١) يزداد تركيز الأيون **(CH_3COO^-)** مما يؤدي إلى اختلال الاتزان مؤقتاً .

٢) وحسب مبدأ لوتشاتيليه فإن التفاعل يعود ليّتزن من جديد، وذلك بخفض تركيز أيونات **(CH_3COO^-)** التي زادت ويكون ذلك بتفاعلها مع أيونات **$[H_3O^+]$** والتحول إلى حمض **(CH_3COOH)** سوف يدفع الاتزان نحو اليسار,

٣) مما يقلل من تركيز أيونات الهيدرونيوم **$[H_3O^+]$** الموجودة في المحلول حيث أن علاقة **(PH)** مع **$[H_3O^+]$** هي علاقة عكسية، وبما أن تركيز **(H_3O^+)** انخفض عند إضافة الأيون المشترك **$(CH_3COO^-$** ، فإن **(PH)** حتماً ستزداد لتصبح أعلى مما كانت عليه.

- حيث أن الملح (CH3COONa) يتأين في الماء كما يلي-:

$$CH_3COONa_{(s)} \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

- من خلال المعادلتين السابقتين نلاحظ أن الأيون (CH_3COO^-) تواجد في المحلول من خلال مصدرين وهما الحمض والملح ,لذلك يطلق عليه اسم الأيون المشترك.
- تركيز الأيون المشترك مساويا لتركيز الملح.

❖ رياضياً ... على فرض أن لدينا محلول يحتوي حمض ضعيف **(HA)**, وملحها **(NaA)** ، الناتج عن تفاعل الحمض مع **(NaOH)**, فإنه يمكن حساب تركيز (H_3O^+) ، بالاعتماد على قيمة **(K_a)** كما يلي-:

- $$\frac{[A^-]\,[H_3O^+]}{[HA]} = Ka \quad \Leftarrow \quad \frac{[HA]}{[A^-]} \; Ka = [H_3O^+]$$

وبما أن [A-] = [الملح] ، [HA] = [الحمض]

$$Ka = [H_3O^+] \quad \frac{[\text{الحمض}\ ]}{[\text{الملح}]} \qquad K_b = [OH^-] \quad \frac{[\text{القاعدة}\ ]}{[\text{الملح}]}$$

مثال : ما مقدار التغير الذي سيحدث لقيمة (pH) لمحلول (HF) تركيزه(٠,١ مول/لتر) عندما يذاب فيه كمية معينة من الملح (NaF) ليصبح [F-] يساوي (٠,١ مول/لتر) علما بان

($Ka(HF) = ٧.١ \times ١٠^{-٤}$ ، لو ٨,٤٣ = ٠,٩٢ ، لو ٧.١ = ٠,٨٥)

- ايجاد قيمة (PH) قبل اضافة الملح :

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

	HF	H_2O	H_3O^-	NaF
قبل التأين	٠.٠١		صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠١ - س		س	س

✓ $$Ka = \frac{[F^-]\,[H_3O^+]}{[HF]} \quad \Leftarrow \quad ٧,١ \times ١٠^{-٤} = \frac{س^٢}{٠,١}$$

س = ٨,٤٣ × ١٠$^{-٣}$ مول / لتر [H_3O^+]= س

✓ PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو ٨,٤٣ × ١٠$^{-٣}$ = (٣ – ٠,٩٢) = ٢,٠٨

- ايجاد قيمة (PH) بعد اضافة الملح :
اصبح $[F^-]$ = (٠,١ مول/لتر)

✓ $Ka = \frac{[F^-]\,[H_3O^+]}{[HF]}$ ⟸ $\frac{٠,١ \times [H_3O^+]}{٠,١} = ٧,١ \times ١٠^{-٤}$

$[H_3O^+] = ٧,١ \times ١٠^{-٤}$ مول / لتر

✓ PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو ٧,١ × ١٠$^{-٤}$

PH = ٤ - ٠,٨٥ = ٣,١٥

- التغير في قيمة (PH) = ٣,١٥ - ٢,٠٨ = ١,٠٧

مثال : احسب التغير في قيمة **(pH)** لمحلول تركيزه (٠,١ مول/لتر) من حمض **(HCN)** عند إضافة (٠.٢ مول) من ملح **(NaCN)** إلى لتر من محلول الحمض علما بأن
(Ka للحمض = ٤.٩ × ١٠$^{-١٠}$) ، (لو ٧ = ٠.٨٤) ، (لو ٢,٤٥ = ٠,٣٩)

- أيجاد قيمة (PH) قبل أضافة الملح :

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow CN^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

قبل التأين	٠.٠١	صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠١ - س	س	س

✓ $Ka = \frac{[CN^-]\,[H_3O^+]}{[HCN]}$ ⟸ $\frac{س^٢}{٠,١} = ٤.٩ \times ١٠^{-١٠}$

س = ٧ × ١٠$^{-٦}$ $[H_3O^+]$ = س

✓ PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو ٧ × ١٠$^{-٦}$ = (٦ – ٠,٨٤) = ٥,١٦

- ايجاد قيمة (PH) بعد اضافة الملح :

✓ نحسب تركيز ملح (**NaCN**) الذي تمت إضافته كما يلي:

ت = ع / ح ⟸ ت = ٠.٢ مول / ١ لتر = ٠.٢ مول/لتر

و الملح يتفكك كلياً اذن .. $[CN^-] = [HCN]$ = ٠.٢ مول/لتر

✓ $Ka = \frac{[CN^-]\,[H_3O^+]}{[HCN]}$ ⟸ ٤.٩ × ١٠^-١٠ = $\frac{٠,٢ \times [H_3O^+]}{٠,١}$

$[H_3O^+]$ = ٢.٤٥ × ١٠^-١٠

✓ PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو ٢.٤٥ × ١٠^-١٠ = (١٠ – ٠,٣٩) = ٩,٦١

- التغير في قيمة (PH) = ٩,٦١ – ٥,١٦ = ٤,٤٥

مثال : ما قيمة (pH) لمحلول (NH_3) تركيزه (٠,٢ مول/لتر) عند إضافة (٠,١٥ مول) من (NH_4Cl) إلى لتر من محلول القاعدة علما بأن (K_b للحمض = ١,٨ × ١٠^-٥) ، (لو ٤,٢ = ٠,٦٢)

- تتأين القاعدة (NH_3) في الماء كما يلي-:

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

قبل التأين	٠.٠٢	صفر	صفر
بعد التأين	٠.٠٢- س	س	س

- يتأين الملح (NH_4Cl) في الماء كما يلي-:

$$NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

✓ نجد تركيز الملح (NH_4Cl) كما يلي :

ت = ٠.١٥ مول / ١ لتر = ٠,١٥ مول / لتر

و الملح يتفكك كلياً اذن .. $[NH_4^+] = [NH_4Cl]$ = ٠.١٥ مول/لتر

✓ $K_b = \frac{[NH_4^+]\ [OH^-]}{[NH_3]}$ ⟸ $\frac{[٠.١٥]\ [OH^-]}{[٠,٢]} = ١,٨ \times ١٠^{-٥}$

$[OH^-] = ٢,٤ \times ١٠^{-٥}$

✓ $[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$ ⟸ $[H_3O^+] = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٢.٤ \times ١٠^{-٥}}$ = ٤.٢×١٠^-١٠ مول/لتر

✓ PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو ٤.٢×١٠^-١٠ = (١٠ – ٠,٦٢) = ٩.٣٨

مثال : كم غرام يجب إذابتها من **(NaCN)** إلى (٢ لتر) من حمض **(HCN)** تركيزه (٠,٦ مول / لتر) للحصول على محلول درجة حموضتها = ٩ (PH= 9)

علما بان (الكتلة المولية ل **(NaCN)** = ٩ غم / مول ، **K_a (HCN)** = ٤×١٠^-١٠)

- معادلتي تأين الحمض والملح على التوالي هما:

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CN^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$NaCN_{(s)} \xrightarrow{H_2O} CN^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

✓ نجد $[H_3O^+]$ من (PH) :

PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ ٩ = - لو $[H_3O^+]$

$[H_3O^+] = ١ \times ١٠^{-٩}$

✓ نجد تريكز CN^- :

$K_a = \frac{[CN^-]\ [H_3O^+]}{[HCN]}$ ⟸ $٤ \times ١٠^{-١٠} = \frac{[CN^-] \times ١٠^{-١٠} \times ٤}{٠.٦}$

$[CN^-] = ٢٤ \times ١٠^{-٢}$

- تركيز الأيون المشترك مساويا لتركيز الملح:

$[CN^-] = [NaCN] = ٢٤ \times ١٠^{-٢}$

✓ نجد عدد مولات [NaCN] :

عدد المولات = الحجم × التركيز ⟸ عدد المولات = ٢ لتر × ٢٤×١٠$^{-٢}$ مول/ لتر
عدد المولات = ٠,٤٨ مول

✓ ومن عدد المولات نجد كتلة **(NaCN)** :

الكتلة = الكتلة المولية × عدد المولات ⟸ الكتلة = ٩ غم / مول × ٠,٤٨ مول

الكتلة **(NaCN)** = ٢٣,٥٢ غرام (الكتلة التي يجب إضافتها من **NaCN**)

المحاليل المنظمة

- **المحلول المنظم:** محلول يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كميات قليلة من حمض أو قاعدة إليه.

- **أهمية المحاليل المنظمة :**

١) العمليات الكيميائية والصناعية
مثل : (عمليات الترسيب/ عمليات الطلاء/ صناعة الشامبو/ دباغة الجلود ..)

٢) العمليات الفسيولوجية الحيوية التي تحدث في أجسام الكائنات الحية:
مثل : دور الدم في نقل الأكسجين من الرئتين إلى خلايا الجسم المختلفة والتي تتطلب درجة حموضة ثابتة تقريباً عند (٧,٤).

❖ **هنالك نوعين للمحاليل المنظمة وهما-:**

١)**المحاليل المنظمة الحمضية:** يتكون هذا النوع من المحاليل المنظمة بشكل عام من مزيج (الحمض الضعيف، والقاعدة المرافقة له)، أي أنه يتكون من مزيج (الحمض الضعيف والأيون المشترك السالب لهذا الحمض) والذي يمكن الحصول عليه عادةً من ملح هذا الحمض الضعيف.
مثال : (حمض الايثانويك "**CH_3COOH**"، وملح ايثانوات الصوديوم "**CH_3COONa**")، حيث يتواجد مزيج من الحمض الضعيف (**CH_3COOH**) وأيونه المشترك السالب (**CH_3COO^-**)، ويكون الحمض الضعيف وقاعدته المرافقة في حالة اتزان كما يلي :

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

- ماذا يحدث عند اضافة حمض (HCL) الى المحلول المنظم الحمضي السابق ؟
  - ✓ يتفاعل حمض (HCL) مع القاعدة المرافقة (CH_3COO^-) .

$$CH_3COO^-_{(aq)} + HCL_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + CL^-_{(aq)}$$

✓ مما يؤدي الى انخفاض في تركيز القاعدة والزيادة في تركيز الحمض ويكون التغير في تركيز (**H_3O^+**)قليلاً جدا لأن الحمض والقاعدة المرافقة ضعيفين أصلا ,أي أن التغير في قيمة **(pH)** يكون تغيرا بسيطا.

- ماذا يحدث عند اضافة قاعدة (NaOH) الى المحلول المنظم الحمضي السابق ؟
  - ✓ يتفاعل القاعدة (NaOH) مع الحمض (CH_3COOH) .

$$CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + H_2O_{(L)}$$

✓ مما يؤدي إلى الانخفاض في تركيز الحمض والزيادة في تركيز القاعدة ويكون التغير في تركيز (H_3O^+) قليلا أيضا ,أي أن التغير في قيمة **(pH)** يكون تغيرا بسيطا.

٢) **المحاليل المنظمة القاعدية:** يتكون هذا النوع من المحاليل المنظمة بشكل عام من مزيج (القاعدة الضعيفة، والحمض المرافق لها)، أي أنه يتكون من (مزيج القاعدة الضعيفة والأيون المشترك الموجب لهذه القاعدة)، والذي يمكن الحصول عليه عادةً من ملح هذه القاعدة الضعيفة.

مثال : يمكن صنع محلول منظم من مزيج (القاعدة "NH_3" الأمونيا، وملح كلوريد الأمونيوم "NH_4Cl") حيث يتواجد مزيج من القاعدة الضعيفة (NH_3) وأيونها المشترك الموجب (NH_4^+) ، تكون القاعدة والحمض المرافق في حالة اتزان كما يلي-:

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

- ماذا يحدث عند اضافة حمض (HCL) الى المحلول المنظم القاعدي السابق ؟

✓ يتفاعل حمض (HCL) مع القاعدة (NH_3) .

$$NH_{3(aq)} + HCL_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq} + CL^-_{(aq)}$$

✓ مما يؤدي إلى الانخفاض في تركيز القاعدة والزيادة في تركيز الحمض ويكون التغير في تركيز (OH^-) قليلا أيضا ,أي أن التغير في قيمة **(pH)** يكون تغيرا بسيطا.

- ماذا يحدث عند اضافة قاعدة (NaOH) الى المحلول المنظم القاعدي السابق ؟

✓ يتفاعل القاعدة (NaOH) مع الحمض المرافق (NH_4^+) .

✓ مما يؤدي إلى الانخفاض في تركيز الحمض والزيادة في تركيز القاعدة ويكون التغير في تركيز (OH^-)قليلا أيضا ,أي أن التغير في قيمة **(pH)** يكون تغيرا بسيطا.

مثال : محلول مكون (HCN) تركيز(٠.١ مول/لتر) و (NaCN) (ايون مشترك) تركيز (٠.٢ مول/لتر) ، جد التغير في قيمة (pH) للمحلول جراء إضافة (٠.١ مول) من (HCl) إلى لتر من المحلول .
علما بأن (K_a (HCN) = ٤ × ١٠$^{-١٠}$) ، (لو ٢ = ٠,٣) ، (لو ٨ = ٠,٩)

- ايجاد قيمة (PH) قبل اضافة الحمض :

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CN^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$NaCN_{(s)} \xrightarrow{H_2O} CN^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

✓ تركيز الأيون المشترك مساويا لتركيز الملح :

$[NaCN] = [CN^-] = 0.2$ مول/لتر

✓ $Ka = \frac{[CN^-]\,[H_3O^+]}{[HCN]}$ ⟸ $٤ \times ١٠^{-١٠} = \frac{٠,٢ \times [H_3O^+]}{٠,١}$

$[H_3O^+] = ٢ \times ١٠^{-١٠}$ مول /لتر

✓ $PH = -$ لو $[H_3O^+]$ ⟸ $PH = -$ لو ٢×١٠^{-١٠} ⟸ $-$ لو $(١٠ - ٠,٣) = ٩,٧$

- ايجاد قيمة (PH) بعد اضافة الحمض :
  - عند اضافة حمض الى المحلول المنظم الحمضي يؤدي الى انخفاض في تركيز القاعدة والزيادة في تركيز الحمض .

تركيز (CN^-) بعد اضافة الحمض :

تركيز (CN^-) – تركيز(HCL)=

٠,٢ - ٠,١ =٠,١

$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CN^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

✓ $Ka = \frac{[CN^-]\,[H_3O^+]}{[HCN]}$ ⟸ $٤ \times ١٠^{-١٠} = \frac{٠,١ \times [H_3O^+]}{٠,٢}$

تركيز(HCN) بعد اضافة الحمض :

تركيز(HCN)+تركيز(HCL)=

٠,١ + ٠,١ = ٠,٢

$[H_3O^+] = ٨ \times ١٠^{-١٠}$ مول /لتر

✓ $PH = -$ لو $[H_3O^+]$ ⟸ $PH = -$ لو ٨×١٠^{-١٠}

⟸ $-$ لو $(١٠ - ٠,٩) = ٩,١$

- التغير في قيمة (pH) $= ٩,٧ - ٩,١ = ٠,٦$

(أي أن التغير في قيمة (pH) يكون تغيرا بسيطا.)

مثال : احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة (PH)، عند إضافة (٠.٠٥ مول/لتر) من $Ba(OH)_2$ إلى مزيج من الأمونيا (NH_3) ،بتركيز (٠.٧ مول/لتر) وكلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) بتركيز (٠.٤ مول/لتر) علماً بأن (K_b للأمونيا =١.٨×١٠$^{-٥}$) ، (لو٣.٢ = ٠.٥١) ، (لو٢.١ = ٠.٣٢) ؟

- ايجاد قيمة (PH) قبل اضافة الحمض :

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

✓ $K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$ ⟸ $= ١.٨\times١٠^{-٥} = \frac{[٠.٤]\,[OH^-]}{[٠.٧]}$

$[OH^-]$ = ٣.١٥ ×١٠$^{-٥}$ مول/لتر ⟸ $[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$ ⟸ $\frac{١\times١٠^{-١٤}}{٣.١٥\times١٠^{-٥}}$

$[H_3O^+]$ = ٣.٢×١٠$^{-١٠}$مول/لتر

✓ PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو ٣.٢×١٠$^{-١٠}$ ⟸ - لو (١٠ – ٠,٥١)

PH = ٩,٤٩

- ايجاد قيمة (PH) بعد اضافة القاعدة :
  - عند اضافة قاعدة الى المحلول المنظم قاعدي يؤدي الى انخفاض في تركيز الحمض وزيادة في تركيز القاعدة .

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

✓ $K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$ ⟸ $= ١.٨\times١٠^{-٥} = \frac{[٠.٣]\,[OH^-]}{[٠.٨]}$

$[OH^-]$ = ٤.٨ ×١٠$^{-٥}$ مول/لتر. ⟸ $[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$ ⟸ $\frac{١\times١٠^{-١٤}}{٤.٨\times١٠^{-٥}}$

$[H_3O^+]$ = ٢.١×١٠$^{-١٠}$مول/لتر

✓ PH = - لو $[H_3O^+]$ ⟸ PH = - لو ٢.١×١٠$^{-١٠}$ ⟸ - لو (١٠ – ٠,٣٢)

PH = ٩,٦٨

- التغير في قيمة (pH) = ٩.٦٨-٩.٤٩= ٠.١٩

مثال : يراد تحضير محلول منظم من (NaCN) فإذا كان تركيز (NH_3) في محلول حجمه (٥٠٠ مل) هو (٠,٢ مول/ لتر) جد كتلة (NH_4Cl) اللازم إضافتها إلى المحلول للحصول على محلول درجة حموضتها (PH= ٨) علما بان (الكتلة المولية (NH_4Cl)= ٥٤ غم / مول) (NH_3) Kb) = ١.٨×١٠$^{-٥}$ مول/لتر)

✓ من خلال (PH) نجد تركيز [H_3O^+] و [OH^-].

PH = - لو [H_3O^+] ⟸ ٩ = - لو [H_3O^+] ⟸ [H_3O^+] = ١ ×١٠$^{-٩}$ مول/لتر

[OH^-] = $\frac{Kw}{[OH^-]}$ ⟸ [OH^-] = ١ ×١٠$^{-٦}$ مول/لتر

✓ من أجل تحظير المحلول المنظم يجب اضافة كتلة معينة من **(NH_4Cl) الى محلول** (NH_3) وتصبح في حالة اتزان معها كما يلي-:

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

✓ $K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$ ⟸ $\frac{[\,١ \times ١٠^{-٦}\,]\,[NH_4^+]}{[٠.٢]} = ١.٨ \times ١٠^{-٥}$

[NH_4^+] = ٣,٦ مول/لتر

- تركيز الأيون المشترك مساويا لتركيز الملح:

[NH_4^+]= [NH_4Cl] = ٣,٦ مول/لتر

✓ نجد عدد مولات [NH_4Cl] :

عدد المولات = الحجم × التركيز ⟸ عدد المولات = ٠,٥ لتر × ٣,٦ مول/ لتر

عدد المولات [NH_4Cl]= ١,٨ مول

✓ ومن عدد المولات نجد كتلة [NH_4Cl] :

الكتلة = الكتلة المولية × عدد المولات ⟸ الكتلة = ١,٨ غم / مول × ١,٨ مول

الكتلة [NH_4Cl] = ٩٧,٢ غرام (الكتلة التي يجب إضافتها من [NH_4Cl])