

التميز في الكيمياء

التوجيهي العلمي

الوحدة الأولى

الحموض والقواعد

إعداد الأستاذ - : محمد عليان

ماجستير كيمياء

٠٧٩٨٣٠٤٣٤٨

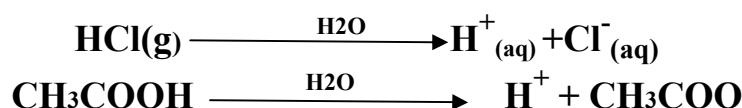
أولاً: مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد

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

• من الأمثلة على المركبات التي تعتبر من حموض أرهينيوس:-

الصيغة الكيميائية	اسم المركب
HCl	حمض الهيدروكلوريك
HI	حمض يوديد الهيدروجين
HBr	حمض الهيدروبروميك
HClO ₄	حمض البيروكلوريك
CH ₃ COOH	حمض الايثانويك
HNO ₃	حمض النيتريك
H ₂ SO ₄	حمض الكبريتيك
HCN	حمض الهيدروسيانيك

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

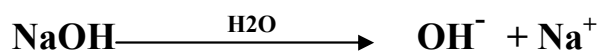


❖ **القاعدة:** مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-) عند إذابتها في الماء .

• من الأمثلة على المركبات التي تعتبر من قواعد أرهينيوس:-

الصيغة الكيميائية	اسم المركب
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم
Ba(OH) ₂	هيدروكسيد الباريوم
Al(OH) ₃	هيدروكسيد الألمنيوم

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



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

▪ **الحموض القوية** :- وهي الحموض التي تتأين تأينا كلياً .

• حيث تمتلك محاليل الحموض القوية قدرة عالية على إيصال التيار الكهربائي بسبب تأينها القوي، ومن أمثلة هذه الحموض (H₂SO₄, HClO₄, HNO₃, HBr, HI, HCl).

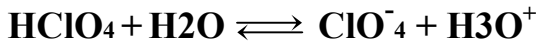
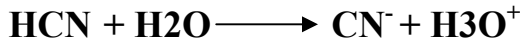
▪ **الحموض الضعيفة** :- وهي الحموض التي تتأين تأينا جزئياً.

• حيث تمتلك محاليل الحموض الضعيفة قدرة منخفضة على إيصال التيار الكهربائي، ومن أمثلة هذه الحموض (H₂SO₃, CH₃COOH, HCN, HF).

✓ **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 (HClO₄, HCN).



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

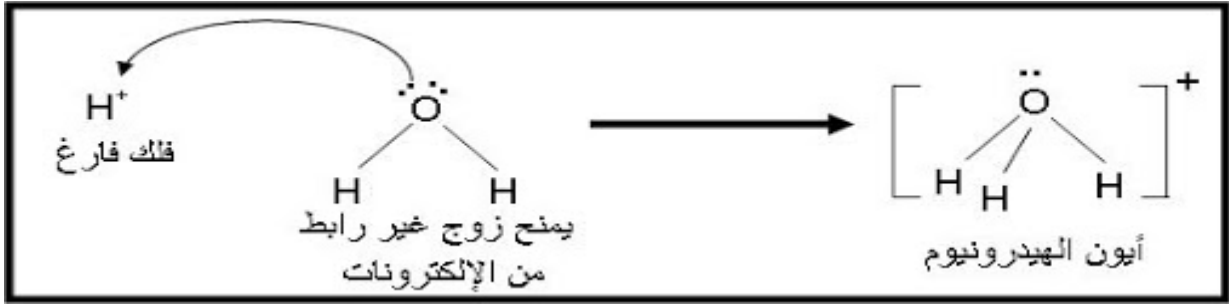
- ١- لم يتمكن من تفسير سلوك القاعدي لبعض المواد التي لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد (OH⁻) مثل (NH₃).
- ٢- لم يتمكن من تفسير السلوك الحمضي و القاعدي لمحاليل بعض الأملاح مثل:-

• (NH₄Cl, KCN, NaF, CH₃COONa)

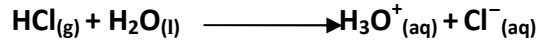
العلم كالأرض، لا يمكننا أن
نمتلك منه سوى القليل القليل

أيون الهيدرونيوم (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 (H_2O) ، وتنشأ بينهما رابطة مشتركة تناسقية وهذا يوفر ارتباطاً بين (H^+) وجزيء ماء واحد على الأقل، وبذلك يتشكل أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)، كما يظهر في المعادلة التالية:

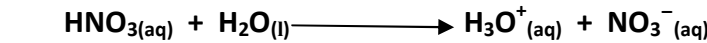


- وبما أن وجود أيون (H^+) في الماء، يعمل على تشكيل أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)، إذاً بإمكاننا اعتبار تفكك حمض (HCl) في الماء هو بمثابة انتقال لأيون (H^+) "البروتون" من الحمض (HCl) إلى الماء كما يلي:
- وهذا أدى إلى ظهور مفهوم جديد أكثر شمولية للحمض والقاعدة، وهذا المفهوم يعتمد على أساس انتقال البروتون (H^+) من الحمض إلى القاعدة، ولقد، عرف هذا المفهوم باسم (مفهوم برونستد - لوري).



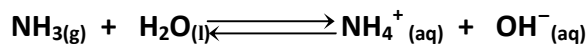
ثانياً : مفهوم برونستد – لوري للحموض والقواعد

- ❖ 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).
- من خلال انتقال البروتون، يمكن تحديد كل من الحموض والقواعد حسب مفهوم برونستد -لوري في كل من المعادلات التالية:-



((مستقبل للبروتون)) ((مانح للبروتون))

قاعدة حمض



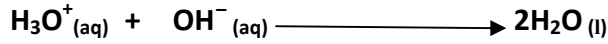
((مانح للبروتون)) ((مستقبل للبروتون))

حمض قاعدة

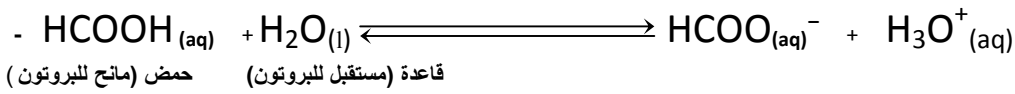
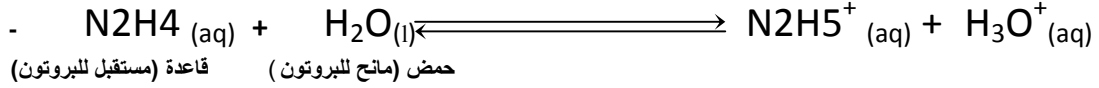
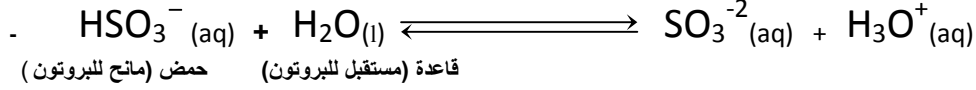
مثال :

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:



مثال: عين الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري، لكل من التفاعلات الآتية:-



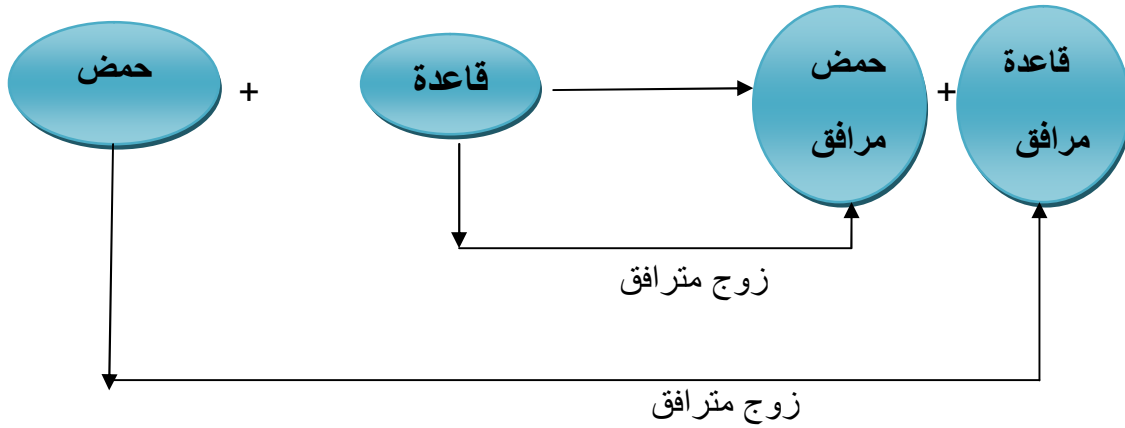
الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد

❖ القاعدة المرافقة: هي المادة التي تستقبل البروتون من الحمض .

❖ الحمض المرافق: هي المادة التي تمنح البروتون ل القاعدة .

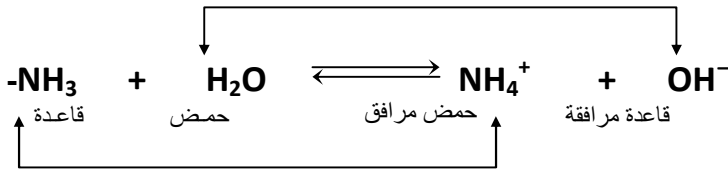
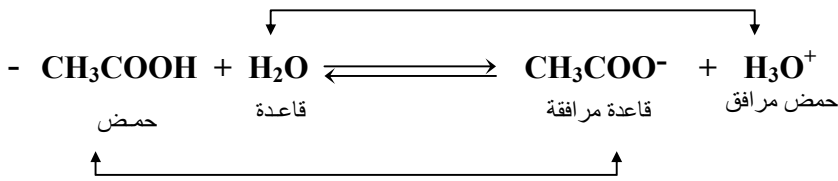
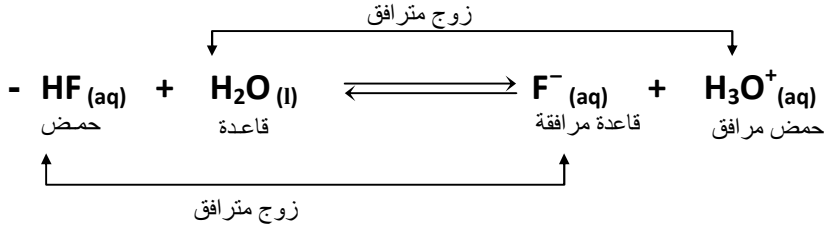
✓ يسمى الحمض والقاعدة المرافقة لها..... زوجا مترافقا .

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



من يخاف الوقوع
في الخطأ لن يتعلم أبداً

التمييز في الكيمياء



الحمض المترافق = صيغة القاعدة + H^+ ،

القاعدة المترافقة = صيغة الحمض - H^+ : قاعدة عامة :

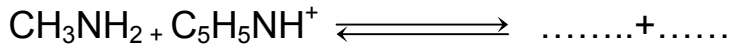
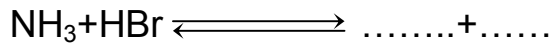
مثال :

مثال :

الحمض المترافق للقاعدة CN^- هو HCN
 الحمض المترافق للقاعدة H_2O هو H_3O^+
 الحمض المترافق للقاعدة NH_3 هو NH_4^+

القاعدة المترافقة لحمض HCl هي Cl^-
 القاعدة المترافقة لحمض HF هي F^-
 القاعدة المترافقة لحمض CH_3COOH هي CH_3COO^-
 القاعدة المترافقة لحمض H_3O^+ هي H_2O

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



○ المواد المترددة (الامفوتيرية) : هي المواد التي يمكن ان تتفاعل كحمض أو كقاعدة حسب الظروف مثل (H_2O) .

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.

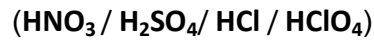
❖ أكدت التجارب والدراسات أن :

- 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.

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

❖ 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 :

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



مثال :

❖ يمكن تصنيف القواعد حسب قوتها إلى قسمين هما:

✓ القواعد 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 :

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

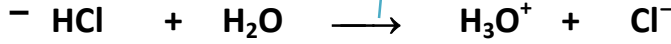


مثال :

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



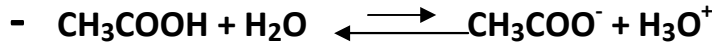
حمض قوي قاعدة قوية حمض مرافق ضعيف قاعدة مرافقة ضعيفة

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

(H₂O) قاعدة قوية نسبياً وينتج عنها حمض مرافق ضعيف هو (H₃O⁺).

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

سهم الأتزان وهذا يعني ان
تأين حمض CH₃COOH
يعتبر تأين جزئي



حمض مرافق قوي قاعدة مرافقة قوية حمض مرافق قوي قاعدة مرافقة قوية
مقارنة بـ (CH₃COOH) مقارنة بـ (H₂O) مقارنة بـ (CH₃COO⁻) مقارنة بـ (H₃O⁺)

CH₃ حمض ضعيف \ CH₃COO⁻ قاعدة مرافقة قوية

H₂O قاعدة ضعيفة \ H₃O⁺ حمض مرافق قوي

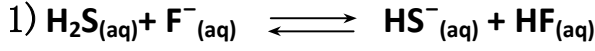
- وبذلك نلاحظ أن الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة يقعان في الجانب الأيسر من المعادلة، وبما أن التفاعل يرجح الاتجاه نحو الطرف الذي به الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة، إذاً سيكون اتجاه التفاعل نحو الطرف الأيسر (←) بدرجة أكبر من اتجاهه نحو الطرف الأيمن .

ملاحظة

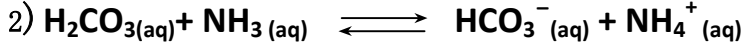
- 1- تعتمد القوة النسبية لحمض ما أو لقاعدة ما، على قوة الحمض أو القاعدة الأخرى في الطرف الآخر من معادلة التفاعل أي أن القوة والضعف أمر نسبي مقترن بالطرف الآخر.
- 2- يرجح التفاعل المتزن الاتجاه نحو الطرف الذي به الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة.
- 3- التفاعل الذي يكون تأينه كلياً يكون دائماً بالاتجاه الأمامي (→) 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:



(HF) أقوى من (H₂S) جهة الاتزان يرجح جهة اليسار (الاتجاه العكسي) ←



(H₂CO₃) أقوى من (NH₄⁺) 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

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

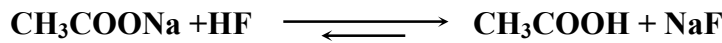
بما أن قوة القواعد هي $\text{CN}^- > \text{HS}^- > \text{NO}_3^-$ إذاً قوة الحموض هي $\text{HCN} < \text{H}_2\text{S} < \text{HNO}_3$

الحمض المرافق = صيغة القاعدة + H⁺

تذكير

مثال : أكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل الذي يحصل عند إضافة إيثانوات الصوديوم (CH₃COONa) إلى محلول حمض الهيدروفلوريك (HF) ثم بين الاتجاه الذي يرجحه الاتزان؟ علماً أن حمض (HF)

أقوى من حمض (CH₃COOH)



مثال : إذا علمت أن حمض النيتروز (HNO₂) أقوى من حمض الايثانويك (CH₃COOH) فأيهما أضعف

(NO₂⁻) أم (CH₃COO⁻)؟

وذلك لأن الحمض القوي ينتج عنه قاعدة ضعيفة، وبما أن حمض (HNO₂) هو الحمض القوي، فإن قاعدته المرافقة NO₂⁻ تكون هي القاعدة الضعيفة.

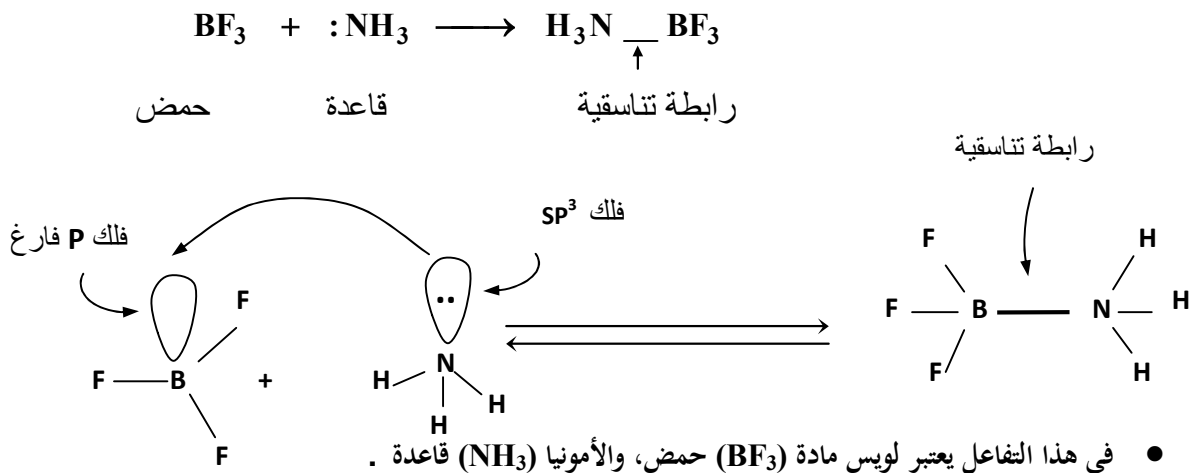
ثالثاً : مفهوم لويس للحموض والقواعد

○ **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).



● 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.

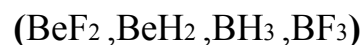
ملاحظة

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

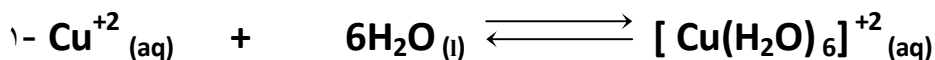
استقبال أزواج من الإلكترونات .

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

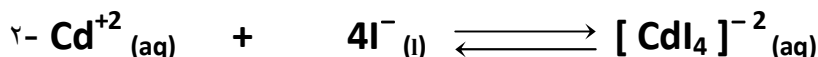


مثال :

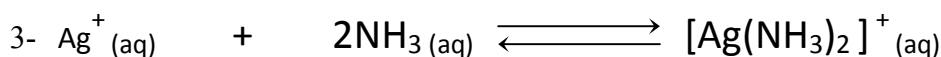
عين حمض وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:-



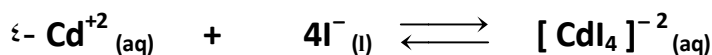
قاعدة "تمنح زوج إلكترونات" حمض "يستقبل زوج إلكترونات"



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

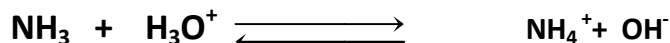


قاعدة "تمنح زوج إلكترونات" حمض "يستقبل زوج إلكترونات"

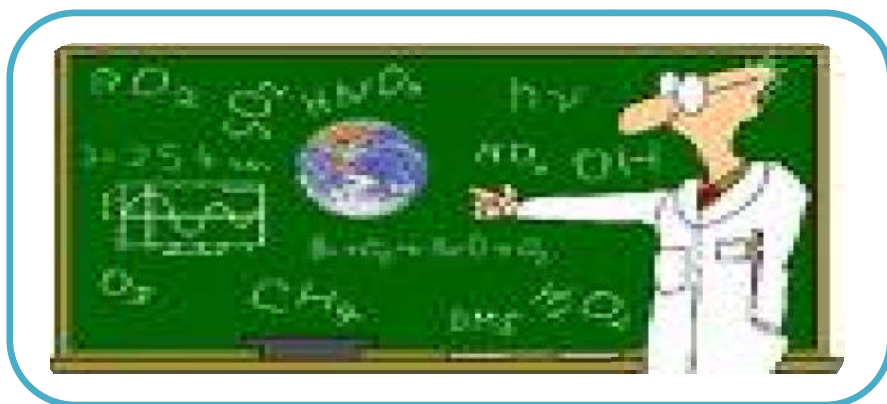


قاعدة "تمنح زوج إلكترونات" حمض "يستقبل زوج إلكترونات"

❖ 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 توضح ذلك:



قاعدة منح زوج الإلكترونات استقبل بروتون	حمض مستقبل زوج الإلكترونات منح بروتون
---	---

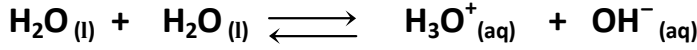


Facebook

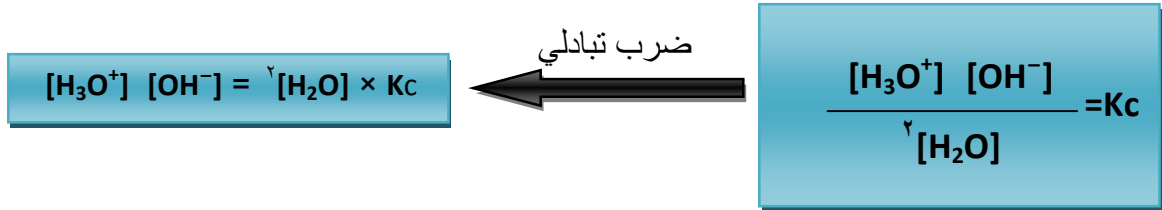
الاستاذ محمد عليان (كيمياء)

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 (OH^- , H_3O^+) , حسب المعادلة التالية (معادلة تأين الماء) :-



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



وبما أن تركيز جزيئات الماء تقريباً (ثابت)، فإن حاصل ضرب $[\text{H}_2\text{O}] \times K_c$ يعطي مقدار ثابت آخر رُمز له بالرمز (Kw) ويقصد به (ثابت التأين للماء) حيث ان :-

$$[\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w = 1.0 \times 10^{-14} \text{ وذلك عند درجة حرارة } (25^\circ\text{C}).$$

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

• يتم تصنيف المحاليل اعتماداً على تراكيز الأيونات (OH^- , H_3O^+) إلى ثلاثة أصناف , كما يلي:-

١- المحلول المتعادل: في هذا المحلول يكون $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \quad \leftarrow$$

$$1.0 \times 10^{-7} \text{ مول / لتر} = \sqrt{K_w} = [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \leftarrow$$

٢- المحلول الحمضي: في هذا المحلول يكون $[\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ مول / لتر} \quad \leftarrow$$

$$[\text{OH}^-] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ مول / لتر} \quad \leftarrow$$

٣- المحلول القاعدي: في هذا المحلول يكون $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ مول / لتر} \quad \leftarrow$$

$$[\text{OH}^-] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ مول / لتر} \quad \leftarrow$$

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 $[\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w = 10^{-14}$ تبقى صحيحة دائما بغض النظر عن طبيعة الوسط.

مثال :

احسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في محلول، إذا علمت أن $[\text{OH}^-] = 10^{-9}$ مول / لتر، وحدد فيما إذا كان الوسط

حمضيا أم قاعديا ؟

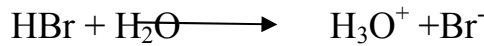
$$10^{-9} \times 1 = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ مول / لتر}$$

✓ $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$ مول / لتر ← وسط قاعدي

مثال :

احسب تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ، $[\text{OH}^-]$ في محلول حمض النيتريك (HBr) الذي تركيزه $(10^{-4}$ مول/لتر)؟

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



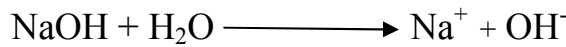
✓ حمض قوي إذن $[\text{HBr}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}$ مول/لتر

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}$$

مثال :

احسب تركيز (OH^- , H_3O^+) في محلول (NaOH) 10^{-3} مول / لتر ؟

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



✓ وبما أن القاعدة قوية فإن $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-3}$ مول / لتر

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ مول / لتر}$$

الرقم الهيدروجيني (PH)

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

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

○ رياضياً بالعلاقة التالية:-

● تكمن أهمية الرقم الهيدروجيني في استخدامه للتعبير عن درجة حموضة المحاليل المختلفة .



ملاحظة

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

$$١- \text{لو} (\text{س} \times \text{ص}) = \text{لو س} + \text{لو ص} .$$

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

$$٣- \text{لو}(\text{س})^{\text{ص}} = \text{ص لو س}$$

$$٤- \left. \begin{array}{l} \text{لو } ١٠^{\text{ص}} = \text{ص لو } ١٠ = \text{ص} \\ \text{لو } ١٠^{-\text{ص}} = -\text{ص لو } ١٠ = -\text{ص} \end{array} \right\}$$

$$٥- \left. \begin{array}{l} \text{عندما تكون س} = \text{لو ص} \leftarrow \text{ص} = ١٠^{\text{س}} \\ \text{عندما تكون - س} = \text{لو ص} \leftarrow \text{ص} = ١٠^{-\text{س}} \end{array} \right\}$$

$$\leftarrow \text{علماً بأن لو } ١ = \text{صفر، لو } ١٠ = ١ .$$

ملاحظة

العلاقة بين $[H_3O^+]$ و PH عكسية

مثال :

احسب الرقم الهيدروجيني (PH) لمحلول حمض البيروكلوريك (HClO_4)، حيث

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.5 \times 10^{-2} \text{ مول/لتر؟ علماً بأن } 1.5 = 0.18$$

$$\text{PH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \checkmark$$

$$\text{PH} = -\log(1.5 \times 10^{-2}) = -(\log 1.5 + \log 10^{-2}) = -(\log 1.5 - 2) = 2 - 0.18 = 1.82 \quad \checkmark$$

مثال :

جد قيمة (pH) لمحلول فيه $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ مول / لتر؟}$

$$\text{PH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1 = 0 \quad \checkmark$$

مثال :

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول إذا كان تركيز $[\text{OH}^-] = 2.8 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر؟ علماً بأن } 3.6 = 0.56$ ✓ نحسب أولاً تركيز (H_3O^+) كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.8 \times 10^{-5}} = 3.57 \times 10^{-10} \text{ مول/لتر.}$$

✓ لحساب PH نقرب تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ لأقرب منزلة عشرية فتصبح (3.6×10^{-10}) .

$$\text{PH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= -\log(3.6 \times 10^{-10}) = -(\log 3.6 + \log 10^{-10})$$

$$= -(\log 3.6 - 10) = 10 - 0.56 = 9.44 \quad \checkmark$$

مثال :

احسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في محلول رقمه الهيدروجيني يساوي 7.4 (pH = 7.4)، علماً بأن (1.0×10^{-14}) .

$$\text{PH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 7.4 \quad \checkmark$$

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

$$\checkmark \quad \log[\text{H}_3\text{O}^+] = -7.4 = -7.4 + 0.6 + 0.6 = 0.6 - 8 \quad \checkmark$$

$$\log 1.0 \times 10^{-8} \quad \leftarrow \quad \log 1.0 \times 10^{-7}$$

$$\checkmark \quad \log[\text{H}_3\text{O}^+] = (0.6 - 8) + 1.0 = -7.4 \quad \checkmark$$

$$\checkmark \quad \log[\text{H}_3\text{O}^+] = (0.6 - 8) \times 1.0 = -7.4 \quad \checkmark$$

$$\checkmark \quad \log[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-8} \times 4 = 4 \times 10^{-8} \text{ مول / لتر} \quad \checkmark$$

مثال :

احسب $[OH^-]$ في محلول رقمه الهيدروجيني يساوي ٣.٥ ($pH = 3.5$) ، علما بأن $(10^{-10} = 3.2)$.

$$\begin{aligned} \bullet \quad & pH = -\log[H_3O^+] = 3.5 \quad \leftarrow \log[H_3O^+] = -3.5 \\ \bullet \quad & \log[H_3O^+] = -3.5 = -0.5 + 0.5 \quad \leftarrow \log[H_3O^+] = -0.5 \\ \bullet \quad & [H_3O^+] = 10^{-3.2} \text{ مول / لتر} \end{aligned}$$

$$\bullet \quad [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14} \times 1}{10^{-3.2} \times 0.31} = 10^{-10.7} \text{ مول / لتر}$$

مثال :

أحسب تركيز $[H_3O^+]$ في كل من الحالات التالية:أ- $pH = 11.5$ ؟ ب- $pH = 4.3$ ؟ ج- $pH = 10.5$ ؟ د- $pH = 2.6$ ؟

<p>ب- $pH = -\log[H_3O^+] = 4.3$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 4.3$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 4.3$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 0.7 - 5$</p> <p>$\leftarrow [H_3O^+] = 10^{-0.7} \times 10^{-5}$</p> <p>$\leftarrow [H_3O^+] = 10^{-5.7} \text{ مول / لتر}$</p>	<p>أ- $pH = -\log[H_3O^+] = 11.5$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 11.5$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 11.5$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 0.5 - 12$</p> <p>$\leftarrow [H_3O^+] = 10^{-0.5} \times 10^{-12}$</p> <p>$\leftarrow [H_3O^+] = 10^{-12.5} \text{ مول / لتر}$</p>
<p>د- $pH = -\log[H_3O^+] = 2.6$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 2.6$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 2.6$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 0.4 - 3$</p> <p>$\leftarrow [H_3O^+] = 10^{-0.4} \times 10^{-3}$</p> <p>$\leftarrow [H_3O^+] = 10^{-3.4} \text{ مول / لتر}$</p>	<p>ج- $pH = -\log[H_3O^+] = 10.5$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 10.5$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 10.5$</p> <p>$-\log[H_3O^+] = 0.5 - 11$</p> <p>$\leftarrow [H_3O^+] = 10^{-0.5} \times 10^{-11}$</p> <p>$\leftarrow [H_3O^+] = 10^{-11.5} \text{ مول / لتر}$</p>

الحموض والقواعد القوية

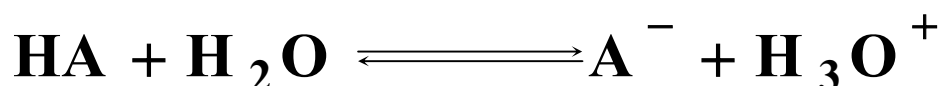
الحموض الضعيفة

تذكير

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

أمثلتها: حمض الايثانويك "الأسيتيك" (CH_3COOH)، حمض الهيدروفلوريك (HF)، حمض الهيدروسيانيك (HCN)، حمض البنزويك ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) ... الخ.

❖ بفرض أن (HA) حمض ضعيف، فإنه يمكن تمثيل تأين هذا الحمض في الماء كما يلي:-



• يعبر عن ثابت اتزان التفاعل كما يلي:-

$$\frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] [\text{H}_2\text{O}]} = K_c$$

• بما أن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جداً، فإنه يمكن اعتباره تركيزه ثابت ويتم دمجها مع الثابت (K_c)، ويرمز للثابت الجديد بالرمز (K_a) أي ان :

$$K_a = [\text{H}_2\text{O}] K_c$$

K_a : ثابت تأين الحمض الضعيف، و مقياساً لقوة الحمض .

$$\frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = K_a$$

ملاحظة

العلاقة بين K_a و تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ طردية (من القانون)

العلاقة بين K_a و وقوة الحمض طردية

العلاقة بين K_a و (PH) عكسية

العلاقة بين قوة الحمض و وقاعدته المرافقة عكسية

العلاقة بين K_a و $[\text{OH}^-]$ عكسية

مثال :

أدرس الجدول الآتي ، ثم اجب عن ما يلي :

الحمض	Ka
HA	1×10^{-12}
HB	2×10^{-10}
HC	4×10^{-6}

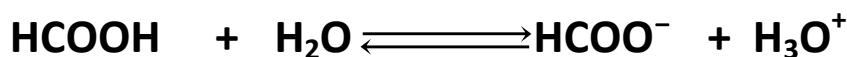
- (١) ما الحمض الأقوى ؟
- (٢) ما الحمض الأضعف ؟
- (٣) القواعد المرافقة لهذه الحموض وما ترتيبها حسب قوتها في الماء؟
- (٤) اي المحلولين (HB , HC) يكون فيه تركيز $[H_3O^+]$ هو الأقل ؟
- (٥) اكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لحمضها أعلى PH ؟
- (٦) اي المحلولين (HB , HA) يكون فيه تركيز $[OH^-]$ هو الأقل ؟

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 $C^- > B^- > A^-$... لأن العلاقة بين قوة الحمض و وقاعدته المرافقة عكسية
- (٤) HC لأن العلاقة بين Ka و تركيز $[H_3O^+]$ طردية ولها اقل قيمة Ka
- (٥) A^- لأن العلاقة بين Ka و PH عكسية ولها اقل قيمة Ka
- (٦) HA لأن العلاقة بين Ka و $[OH^-]$ عكسية ولها اعلى قيمة Ka

مثال :

- احسب $[H_3O^+]$ في محلول حمض الميثانويك (HCOOH) ذي التركيز (٠.٠١ مول/لتر)، ثم احسب (PH) للمحلول؟ (علماً بأن $Ka = 1.8 \times 10^{-4}$ ، لو $1.34 = 0.13$).
- نكتب معادلة تفكك الحمض الضعيف كما يلي:



قبل التأيين

٠.٠١

صفر

صفر

بعد التأيين

٠.٠١ - س

س

س

بما ان قيمة Ka صغير يتم
أهمال قيمة س لأنها ستكون
صغير جداً

$$\frac{[S]^2}{[S-0.01]} = 10^{-4} \times 1.8 \leftarrow \frac{[S][S]}{[S-0.01]} = K_a \leftarrow \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} = K_a \bullet$$

$$[S] = 1.8 \times 10^{-6} \leftarrow [S] = 1.34 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$$

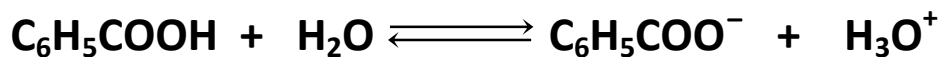
$$[H_3O^+] = S \bullet \leftarrow PH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.34 \times 10^{-3})$$

$$= -(\log 1.34 + \log 10^{-3}) = 2.87$$

ما قيمة الرقم الهيدروجيني (PH) في محلول حمض البنزويك (C6H5COOH)

مثال :

الذي تركيزه (0.01 مول/لتر)؟ (علماً بأن $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$ ، $\log 7.9 = 0.9$).



قبل التآين	0.01	صفر	صفر
بعد التآين	0.01 - S	S	S

$$\frac{[S]^2}{[S-0.01]} = 10^{-5} \times 6.3 \leftarrow \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = K_a \bullet$$

$$[S] = 6.3 \times 10^{-8} \leftarrow [S] = 7.9 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = S \bullet \leftarrow PH = -\log[H_3O^+] = -\log(7.9 \times 10^{-4})$$

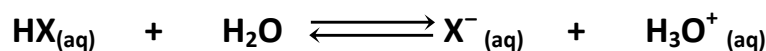
$$= -(\log 7.9 + \log 10^{-4}) = 3.1$$

مثال : محلول من حمض ضعيف (HX) تركيزه (0.01 مول/لتر)، ورقمه الهيدروجيني يساوي (4) أحسب ثابت التآين (Ka) لهذا الحمض؟

$$[H_3O^+] = PH = 4 \leftarrow [H_3O^+] = 10^{-4}$$

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

• الحمض ضعيف، فإن معادلة تأينه هي:



قبل التآين	٠.٠١	صفر	صفر
بعد التآين	٠.٠١ - س	٤-١.٠	٤-١.٠

$${}^{-1.0} \times 1 = \frac{({}^{-1.0} \times 1)({}^{-1.0} \times 1)}{{}^{-1.0} \times 1} = \frac{[\text{X}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HX}]} = K_a \quad \bullet$$

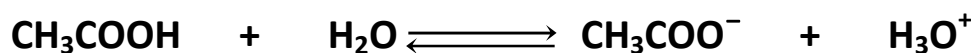
مثال : احسب قيمة (Ka) لحمض الايثانويك إذا وجد أن (PH) لمحلول منه تركيزه ٠.١ مول/لتر يساوي (٢.٨٨)؟

إذا علمت ان (١.٣ = ٠.١٢١٠)

$$\bullet \text{ PH} = -\text{لو} [\text{H}_3\text{O}^{+}] \leftarrow \text{لو} [\text{H}_3\text{O}^{+}] = ٢.٨٨ - \leftarrow \text{لو} [\text{H}_3\text{O}^{+}] = (٣ - ٠.١٢)$$

$$\bullet \text{ لو} [\text{H}_3\text{O}^{+}] = ٠.١٢ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر} \leftarrow \text{لو} [\text{H}_3\text{O}^{+}] = ١.٣ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر}$$

• الحمض ضعيف، فإن معادلة تأينه هي:



قبل التآين	٠.٠١	صفر	صفر
بعد التآين	٠.٠١ - س	٣-١.٠ × ١.٣	٣-١.٠ × ١.٣

$${}^{-1.0} \times ١.٧ = \frac{[{}^{-1.0} \times ١.٣][{}^{-1.0} \times ١.٣]}{٠.١} = K_a \quad \bullet$$

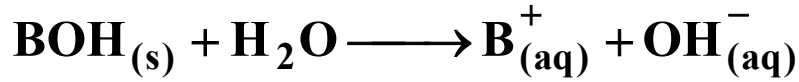
العلم ليس سوى إعادة
ترتيب لتفكيرك اليومي

القواعد الضعيفة

تذكير

القواعد الضعيفة هي قواعد لا تتأين بشكل كامل في الماء, بل يكون تأينها جزئياً .
أمثلتها (NaOH ، KOH ، Ba(OH)₂ ... الخ).

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



• يعبر عن ثابت اتزان التفاعل كما يلي:-

$$\frac{[\text{B}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{B}][\text{H}_2\text{O}]} = K_c$$

• بما أن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جداً, فإنه يمكن اعتبار تركيزه ثابت ويتم دمجها مع الثابت (K_c), ويرمز للثابت الجديد بالرمز (K_b) أي ان :

$$K_b = [\text{H}_2\text{O}] K_c$$

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

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

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

ملاحظة

مثال :

أدرس الجدول الاتي ، ثم اجب عن ما يلي :

القاعدة	K_b
AOH	1×10^{-12}
BOH	2×10^{-10}
COH	4×10^{-6}

(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 ؟

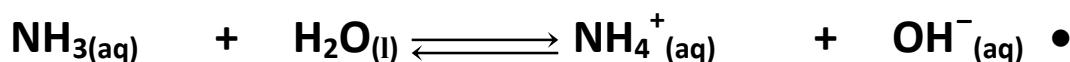
(٥) اكتب صيغة الحمض المرافق التي لقاعدتها أعلى PH ؟

(٦) اي المحلولين (BOH , AOH) يكون فيه تركيز $[H_3O^+]$ هو الاقل ؟

الحل :

(١) COH لأن العلاقة بين K_b و قوة القاعدة طردية ولها اعلى قيمة K_b (٢) AOH لأن العلاقة بين K_b و قوة القاعدة طردية ولها اقل قيمة K_b (٣) $(COH_2^+ , BOH_2^+ , AOH_2^+)$ الحمض المرافق = صيغة القاعدة + H^+ ترتيب الحمض المرافق حسب القوة هو $COH_2^+ < BOH_2^+ < AOH_2^+$... لأن العلاقة بين قوة القاعدة و حمضها المرافق عكسية .(٤) COH لأن العلاقة بين K_b و تركيز $[OH^-]$ طردية ولها اعلى قيمة K_b (٥) COH_2^+ لأن العلاقة بين K_b و PH طردية ولها اعلى قيمة K_b لقاعدتها .(٦) BOH لأن العلاقة بين K_b و $[H_3O^+]$ عكسية ولها اعلى قيمة K_b .

مثال :

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا (NH_3) الذي تركيزه (٠.٤ مول/لتر) علماً بان($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$) ، (لو $3.7 = 0.57$) ؟

قبل التآين	٠.٠٤	صفر	صفر
بعد التآين	٠.٠٤	س	س

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

$$\frac{[S]^2}{0.04} = 10^{-10} \times 1.8 \leftarrow \frac{[S][S]}{[S - 0.04]} = 10^{-10} \times 1.8 \leftarrow \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = K_b \bullet$$

$$[S] = 10^{-10} \times 7.2 = 7.2 \times 10^{-11} \text{ مول/لتر} \leftarrow [S] = 10^{-10} \times 2.68 = 2.68 \times 10^{-11} \text{ مول/لتر}$$

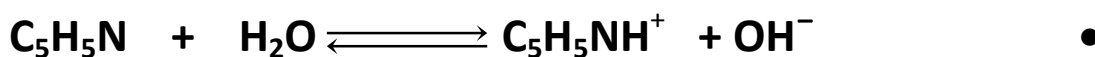
$$[OH^-] = [S] \bullet \quad \frac{K_w}{[OH^-]} = [H_3O^+] \leftarrow \frac{K_w}{[OH^-]} = [H_3O^+] = \frac{10^{-14} \times 1}{2.68 \times 10^{-11}} = 3.7 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

$$PH = -\log[H_3O^+] \bullet \quad PH = -\log(3.7 \times 10^{-4})$$

$$= -(\log 3.7 + \log 10^{-4}) = -(\log 3.7 - 4) = 4 - \log 3.7 = 4 - 0.57 = 3.43$$

مثال :

البيريدين (C_5H_5N) قاعدة ضعيفة، فإذا علمت أن ($K_b = 1.7 \times 10^{-9}$) (لو $2.4 = 0.38$)، احسب PH لمحلول (0.01 مول/لتر) من البيريدين؟



قبل التأيين

0.01

صفر

صفر

بعد التأيين

س - 0.01

س

س

$$\frac{[S]^2}{0.01} = 10^{-9} \times 1.7 \leftarrow \frac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]} = K_b \bullet$$

$$[S] = 10^{-9} \times 1.7 = 1.7 \times 10^{-9} \text{ مول/لتر} \leftarrow [S] = 10^{-9} \times 4.12 = 4.12 \times 10^{-9} \text{ مول/لتر}$$

$$[OH^-] = [S] \bullet$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \leftarrow \frac{K_w}{[OH^-]} = [H_3O^+] = \frac{10^{-14} \times 1}{4.12 \times 10^{-9}} = 2.4 \times 10^{-6} \text{ مول/لتر}$$

$$PH = -\log[H_3O^+] \bullet \quad PH = -\log(2.4 \times 10^{-6})$$

$$= -(\log 2.4 + \log 10^{-6}) = -(\log 2.4 - 6) = 6 - \log 2.4 = 6 - 0.38 = 5.62$$

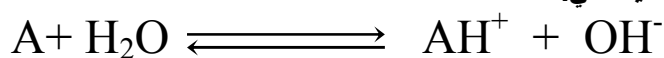
مثال :

محلول قاعدة ضعيفة (A) تركيزها 0,01 مول / لتر ، احسب قيمة (K_b) لتلك القاعدة إذا كان الرقم الهيدروجيني للمحلول يساوي 8 ($PH = 8$) ؟

$$\bullet \quad PH = -\log [H_3O^+] = 8 \quad \leftarrow \quad -\log [H_3O^+] = 8 \quad \leftarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-8} \text{ مول / لتر}$$

$$\bullet \quad [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-8}} = 10^{-6} \text{ مول / لتر}$$

القاعدة ضعيف، فإن معادلة تأينه هي:



قبل التأين	0,01	صفر	صفر
بعد التأين	0,01 - س	$10^{-6} \times 1$	$10^{-6} \times 1$

$$10^{-6} \times 1 = \frac{(10^{-6} \times 1)(10^{-6} \times 1)}{10^{-8} \times 1} = K_b \quad \leftarrow \quad \frac{[AH^+][OH^-]}{[A]} = K_b \quad \checkmark$$

مثال :

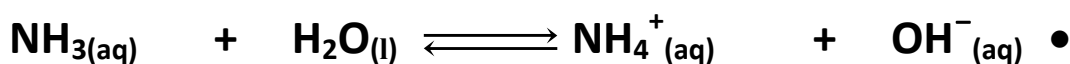
احسب كتلة الأمونيا اللازم إذابتها في الماء لتحضير محلول حجمه 400 مل ، ورقمها الهيدروجيني

($PH = 12$) ، علماً بأن ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ ، الكتلة المولية ل ($NH_3 = 17$ غرام / مول) ؟

$$\bullet \quad PH = -\log [H_3O^+] = 12 \quad \leftarrow \quad -\log [H_3O^+] = 12 \quad \leftarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-12}$$

$$\bullet \quad [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ مول / لتر}$$

القاعدة ضعيف، فإن معادلة تأينه هي: \checkmark



قبل التأين	ص	صفر	صفر
بعد التأين	ص - س	$10^{-2} \times 1$	$10^{-2} \times 1$

$$\frac{(\text{١} \times 10^{-10}) (\text{١} \times 10^{-10})}{\text{ص}} = 1.8 \times 10^{-5} \leftarrow \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = K_b \bullet$$

ص = ٥.٥٦ مول / لتر

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

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

الكتلة المذابة (NH₃) = ٣٧.٨١ غرام

تطبيقات حياتية

✓ معلومة حياتية : هل تعلم عزيزي / تي الطالبة ان لدرجة الحموضة (pH) أهمية بالغة في الحياة و أجسام الكائنات الحية .

• لها تأثير على لون أزهار بعض النباتات فيتغير اللون مع تغير درجة الحموضة للتربة .

❖ نبات القرطاسيا : لون أزهارها أزرق في الوسط الحمضي ، و لون زهري بالوسط القاعدي اعتمادا على امتصاص النبتة للألمنيوم .

← في التربة الحمضية pH أقل من 6 تقريبا تمتص النبتة الألمنيوم فيصبح لونها أزرق .
← في التربة القاعدية لا تمتص الألمنيوم فيصبح لونها زهري .

○ فيمكن تغير pH من حمضي لقاعدي او بالعكس للحصول على لون الازهار المرغوب ؟

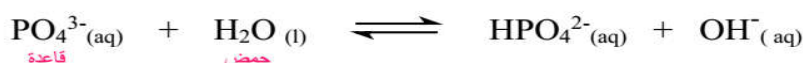
- تحويل pH التربة من حمضي لقاعدي يتم إضافة مادة كربونات الكالسيوم (الكلس) فيصبح الوسط قاعدي واللون زهري .
- تحويل pH التربة من قاعدي لحمضي يتم إضافة مادة كبريتات الألمنيوم والقليل من الخل فيصبح الوسط حمضي واللون أزرق .

حلول اسئلة الفصل

(١)

- قاعدة أرهينيوس: مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- عند إذابتها في الماء.
- حمض برونستد - لوري: مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على منح البروتون (مانح للبروتون) لمادة أخرى في التفاعل.
- قاعدة لويس: مادة تمنح زوجًا أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة لمادة أخرى.
- الرقم الهيدروجيني (pH): اللوغاريتم السالب للأساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول.

(٢)

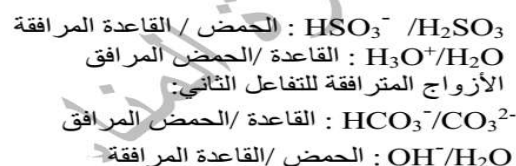


(٣)

معادلة التفاعل	الحمض	القاعدة المرافقة	القاعدة	الحمض المرافق
$\text{HF} + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{F}^-$	HF	F^-	HCO_3^-	H_2CO_3
$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	H_2O	OH^-	CH_3NH_2	CH_3NH_3^+
$\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_3\text{O}^+$	N_2H_5^+	N_2H_4	H_2O	H_3O^+
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	H_2O	H_3O^+

(٤)

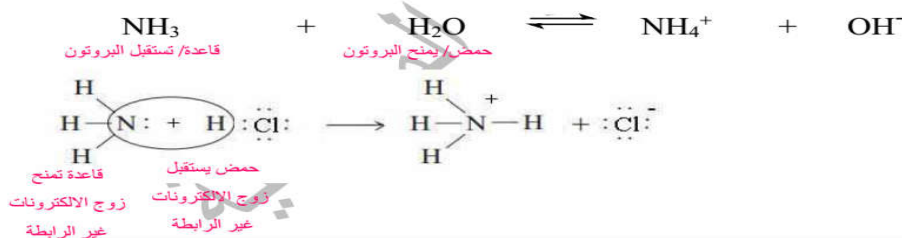
- أ) يسلك الماء في التفاعل الأول سلوكًا قاعديًا فيستقبل بروتونًا من الحمض H_2SO_3 ويتحول إلى H_3O^+ .
 ويسلك الماء في التفاعل الثاني سلوكًا حمضيًا فيمنح بروتونًا للقاعدة CO_3^{2-} ، ويتحول إلى OH^- .
- ب) الأزواج المترافقة للتفاعل الأول:



(٥) وفق مفهوم أرهينيوس:

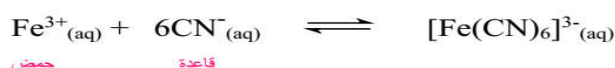


(٦) وفق مفهوم برونستد - لوري:



وفق مفهوم لويس:

(٧)



(٨)

(ج) حمضي

(ب) حمضي

(أ) قاعدي



$$(١٠) \text{ عدد مولات HBr} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{٠,٨١}{٨١} = ٠,٠١ \text{ مول}$$

$$[\text{HBr}] = \frac{٠,٠١}{٠,٥} = ٠,٠٢ \text{ مول/لتر}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = ٠,٠٢ \text{ مول/لتر}$$

$$\text{pH} = -\log ٠,٠٢ = ٢ - ٠,٣ = ١,٧$$

$$(١١) \text{ pH} = ١٠ = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = ١٠^{-١٠} \times ٠,٧١٠ = ١٢,٣ - ١٠ = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = ١٠^{-١٣} \times ٥ = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٥ \times ١٠^{-١٣}} = ٠,٠٢ \text{ مول/لتر}$$

$$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = ٠,٠٢ \text{ مول/لتر}$$

$$\text{عدد مولات KOH} = \text{التركيز} \times \text{الحجم}$$

$$= ٠,٠٢ \times ١ = ٠,٠٢ \text{ مول}$$

$$\text{كتلة KOH بالغرامات} = \text{عدد مولات KOH} \times \text{الكتلة المولية}$$

$$= ٠,٠٢ \times ٥٦ = ١,١٢ \text{ غ.}$$

(١٣) إضافة كبريتات الألمنيوم والقليل من الخل إلى ماء الري.

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: $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)} \longrightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ (.....)
- (٢) تفاعل (حمض قوي + قاعدة ضعيفة) مثل: $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_3_{(aq)} \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)}$ (.....)
- (٣) تفاعل (حمض ضعيف + قاعدة قوية) مثل: $\text{HCOOH}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)} \longrightarrow \text{HCOONa}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ (.....)
- (٤) تفاعل (حمض ضعيف + قاعدة ضعيفة) مثل: $\text{HF}_{(aq)} + \text{NH}_3_{(aq)} \longrightarrow \text{NH}_4\text{F}_{(aq)}$ (.....)

$(\gamma > \text{PH})$	يكون المحلول حمضي	$K_b < K_a$	إذا كانت
$(\gamma < \text{PH})$	يكون المحلول قاعدي	$K_a < K_b$	
$(\gamma = \text{PH})$	يكون المحلول متعادل	$K_b = K_a$	

- التمييه: هو تفاعل أيونات الملح مع الماء لإنتاج أيونات $(\text{OH}^- \text{ أو } \text{H}_3\text{O}^+)$.
- لا تمتلك جميع أيونات الملح القدرة على التفاعل مع الماء (التمييه)، ويعتمد ذلك على قوة الحمض و القاعدة الأصليين اللذان نتج عنهما الأيون 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 $(\text{HCl}, \text{HBr}, \dots)$ فإن قاعدتها المرافقة (الأيون السالب) تكون ضعيفة جداً ولا تمتلك القدرة على التفاعل مع الماء (لا يتميه)
- الأيون الموجب في الملح هو عبارة عن حمض مرافق لقاعدة، فإذا كانت هذه القاعدة قوية مثل (NaOH, \dots) فإن حمضها المرافق (الأيون الموجب) يكون ضعيف جداً ولا يمتلك القدرة على التفاعل مع الماء (لا يتميه).

مثال :

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

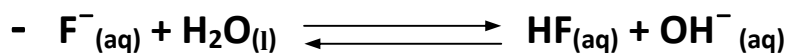


١- يتأين الملح (NaF) في الماء كما يلي:-



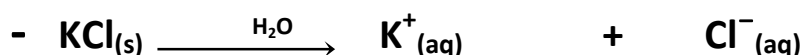
• (Na^+) هو حمض مرافق لقاعدة قوية هي $(NaOH)$ وبالتالي فهو لا يمتلك القدرة على التفاعل مع الماء.

• (F^-) هي قاعدة مرافقة لحمض ضعيف هو (HF) وبالتالي سوف تتفاعل مع الماء كما يلي:-



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

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



• (K^+) هو حمض مرافق لقاعدة قوية هي (KOH) وبالتالي فهو لا يمتلك القدرة على التفاعل مع الماء.

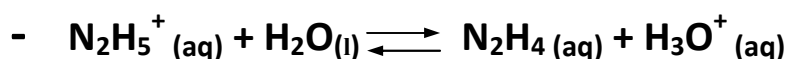
• (Cl^-) هي قاعدة مرافقة لحمض قوي هو (HCl) وبالتالي فهي لا تمتلك القدرة على التفاعل مع الماء.

• 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_5) حمض مرافق لقاعدة ضعيفة هي (N_2H_4) وبالتالي سوف يتفاعل مع الماء كما يلي:-

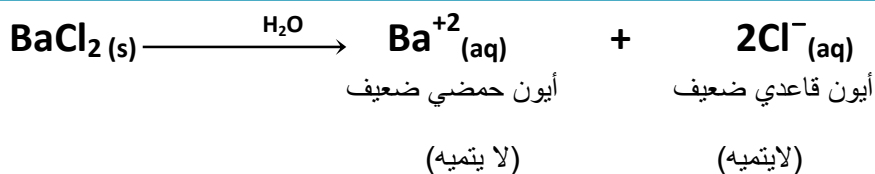
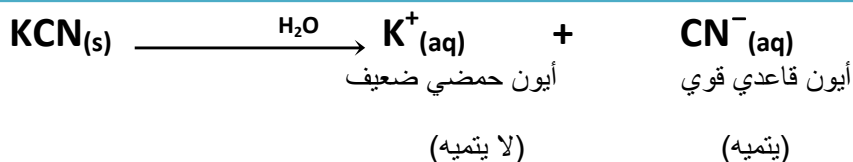


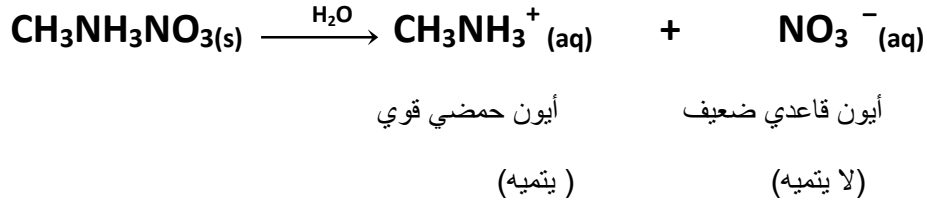
• (NO_3^-) هي قاعدة مرافقة لحمض قوي هو (HNO_3) وبالتالي فهي لا تمتلك القدرة على التفاعل مع الماء.

• اذن سوف يزداد تركيز (H_3O^+) في المحلول, أي أن سلوك الملح هو سلوك حمضي.

مثال :

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





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

مثال :

$$\text{علماً بأن : } K_a (\text{NH}_4^+) = 5.6 \times 10^{-10}$$

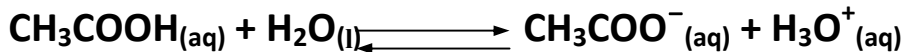
$$K_b (\text{CN}^-) = 2.5 \times 10^{-5}$$

- يتأين (NH₄CN) في الماء معطياً (NH₄⁺ ، CN⁻) ويتفاعل كلاهما مع الماء .
وبما أن $K_b (\text{CN}^-) < K_a (\text{NH}_4^+)$ إذن تزداد قاعدية المحلول وتزداد قيمة (PH) .

تأثير الايون المشترك

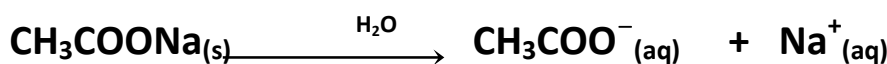
○ الايون المشترك : أيون ينتج من تأين مادتين مختلفتين (ملح وحمض) أو (ملح وقاعدة).

- و الأيون المشترك هو الأيون الذي يتواجد في المحلول ويعتمد تركيزه على مصدرين إحداها 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 وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه .
- يتأين حمض الايثانويك في الماء كما يلي:-



- 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 (CH₃COO⁻) مما يؤدي إلى اختلال الاتزان مؤقتاً .
(٢) وحسب مبدأ لوتشاتيليه فإن التفاعل يعود لِيَتَزَن من جديد، وذلك بخفض تركيز أيونات (CH₃COO⁻) التي زادت ويكون ذلك بتفاعلها مع أيونات [H₃O⁺] والتحول إلى حمض (CH₃COOH) سوف يدفع الاتزان نحو اليسار،
(٣) مما يقلل من تركيز أيونات الهيدرونيوم [H₃O⁺] الموجودة في المحلول حيث أن علاقة (PH) مع [H₃O⁺] هي علاقة عكسية، وبما أن تركيز [H₃O⁺] انخفض عند إضافة الأيون المشترك (CH₃COO⁻) ، فإن (PH) حتماً ستزداد لتصبح أعلى مما كانت عليه.

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



- من خلال المعادلتين السابقتين نلاحظ أن الأيون (CH₃COO⁻) توجد في المحلول من خلال مصدرين وهما الحمض والملح لذلك يطلق عليها 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 (H₃O⁺) ، بالاعتماد على قيمة (K_a) كما يلي:-

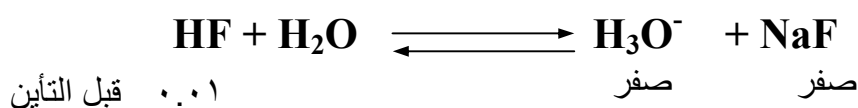
$$\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \text{Ka} = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \leftarrow \quad \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \text{Ka} \quad \bullet$$

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

$$\frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]} \text{K}_b = [\text{OH}^-] \quad \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} \text{K}_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

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 (K_a(HF) = ٧,١ × ١٠^{-٤} ، لو ٨,٤٣ = ٠,٩٢ ، لو ٧,١ = ٠,٨٥)
- إيجاد قيمة (PH) قبل اضافة الملح :



٠,٠١ - س بعد التأين

س س

$$\frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \text{Ka} \quad \leftarrow \quad \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \text{Ka} \quad \checkmark$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{س} \quad \text{س} = ٨,٤٣ \times ١٠^{-٣} \text{ مول / لتر}$$

$$\text{PH} = -\text{لو} [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \leftarrow \quad \text{PH} = -\text{لو} ٨,٤٣ \times ١٠^{-٣} = (٣ - ٠,٩٢) = ٢,٠٨ \quad \checkmark$$

- إيجاد قيمة (PH) بعد اضافة الملح :

اصبح $[F^-] = (0,1 \text{ مول/لتر})$

$$\frac{0,1 \times [H_3O^+]}{0,1} = {}^{-10} \times 7,1 \quad \leftarrow \quad \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = K_a \quad \checkmark$$

$$[H_3O^+] = {}^{-10} \times 7,1 \text{ مول / لتر}$$

$$PH = -\log [H_3O^+] \quad \leftarrow \quad PH = -\log ({}^{-10} \times 7,1) \quad \checkmark$$

$$PH = 3,15 = 0,85 - 4$$

- التغير في قيمة (PH) = $2,08 - 3,15 = 1,07$

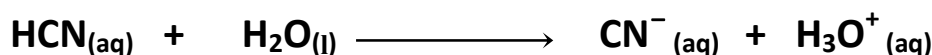
مثال :

احسب التغير في قيمة (pH) لمحلول تركيزه $(0,1 \text{ مول/لتر})$ من حمض (HCN) عند إضافة

$(0,2 \text{ مول})$ من ملح (NaCN) إلى لتر من محلول الحمض علما بأن

$(K_a \text{ للحمض} = 4,9 \times 10^{-10})$ ، $(\text{لو} = 7 = 0,84)$ ، $(\text{لو} = 2,45 = 0,39)$

- إيجاد قيمة (PH) قبل اضافة الملح :



قبل التأين

0,1

صفر

صفر

بعد التأين

0,1 - 0,1

س

س

$$\frac{{}^2 \text{س}}{0,1} = {}^{-10} \times 4,9 \quad \leftarrow \quad \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]} = K_a \quad \checkmark$$

$$[H_3O^+] = \text{س} \quad \text{س} = 7 \times 10^{-6}$$

$$PH = -\log [H_3O^+] \quad \leftarrow \quad PH = -\log (7 \times 10^{-6}) = 5,16 = (6 - 0,84)$$

• إيجاد قيمة (PH) بعد اضافة الملح :

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

$$ت = \frac{ع}{ح} = \frac{0.2 \text{ مول}}{1 \text{ لتر}} = 0.2 \text{ مول/لتر}$$

و الملح يتفكك كلياً اذن .. $[HCN] = [CN^-] = 0.2 \text{ مول/لتر}$

$$Ka = \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]} = \frac{0.2 \times [H_3O^+]}{0.2} = 10^{-10} \times 4.9$$

$$10^{-10} \times 2.45 = [H_3O^+]$$

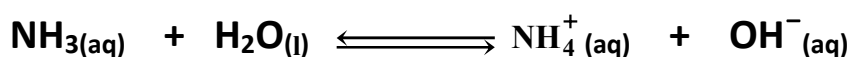
$$PH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-10} \times 2.45) = 9.61$$

• التغير في قيمة (PH) = $9.61 - 5.16 = 4.45$

مثال : ما قيمة (pH) لمحلول (NH₃) تركيزه (0.2 مول/لتر) عند إضافة (0.15 مول) من (NH₄Cl)

إلى لتر من محلول القاعدة علماً بأن (K_b للحمض = 1.8×10^{-5}) ، (لو $4.2 = 0.62$)

• تتأين القاعدة (NH₃) في الماء كما يلي:-



قبل التآين

0.2

صفر

صفر

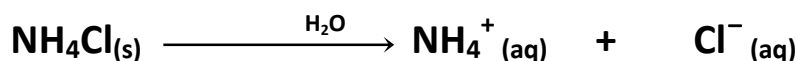
بعد التآين

0.02 س

س

س

• يتأين الملح (NH₄Cl) في الماء كما يلي:-



✓ نجد تركيز الملح (NH₄Cl) كما يلي :

$$ت = \frac{0.15 \text{ مول}}{1 \text{ لتر}} = 0.15 \text{ مول/لتر}$$

و الملح يتفكك كلياً اذن .. $[NH_4Cl] = [NH_4^+] = 0.15 \text{ مول/لتر}$

$$\frac{[0.10] [OH^-]}{[0.2]} = 10^{-10} \times 1.8 \leftarrow \frac{[NH_4^+] [OH^-]}{[NH_3]} = K_b \checkmark$$

$$10^{-10} \times 2.4 = [OH^-]$$

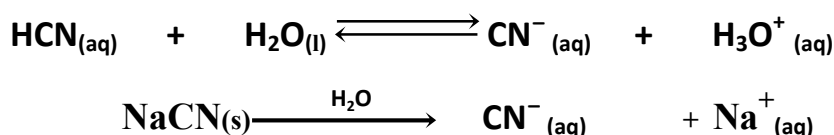
$$10^{-10} \times 4.2 = \frac{10^{-14} \times 1}{10^{-10} \times 2.4} = [H_3O^+] \leftarrow \frac{K_w}{[OH^-]} = [H_3O^+] \checkmark$$

$$9.38 = (0.62 - 10) = 10^{-10} \times 4.2 = \text{pH} \leftarrow \text{pH} = -\log [H_3O^+] \checkmark$$

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

• معادلتا تأين الحمض والملح على التوالي هما:-



✓ نجد $[H_3O^+]$ من (PH) :

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] \leftarrow 9 = -\log [H_3O^+]$$

$$10^{-9} \times 1 = [H_3O^+]$$

✓ نجد تركيز CN^- :

$$\frac{[CN^-] \times 10^{-10} \times 4}{0.6} = 10^{-10} \times 4 \leftarrow \frac{[CN^-] [H_3O^+]}{[HCN]} = K_a$$

$$10^{-10} \times 24 = [CN^-]$$

• تركيز الأيون المشترك مساويا لتركيز الملح:

$$10^{-10} \times 24 = [NaCN] = [CN^-]$$

✓ نجد عدد مولات [NaCN] :

$$\begin{aligned} \text{عدد المولات} &= \text{الحجم} \times \text{التركيز} \leftarrow \text{عدد المولات} = 2 \text{ لتر} \times 10^{-10} \times 24 \text{ مول / لتر} \\ \text{عدد المولات} &= 0.48 \text{ مول} \end{aligned}$$

✓ ومن عدد المولات نجد كتلة (NaCN) :

الكتلة = الكتلة المولية × عدد المولات ← الكتلة = 9 غم / مول × 0,48 مول

الكتلة (NaCN) = 23,52 غرام (الكتلة التي يجب إضافتها من NaCN)

المحاليل المنظمة

• **المحلول المنظم:** محلول يقاوم التغيير 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 ..)

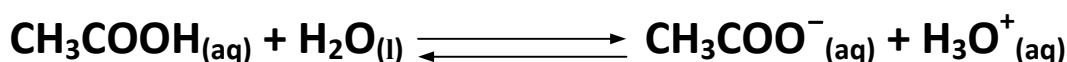
(٢) العمليات الفسيولوجية الحيوية التي تحدث في أجسام الكائنات الحية:

مثل : دور الدم في نقل الأكسجين من الرئتين إلى خلايا الجسم المختلفة والتي تتطلب درجة حموضة ثابتة تقريباً عند (٤, ٧).

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

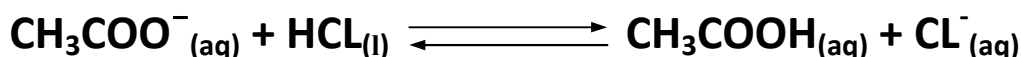
(١) **المحاليل المنظمة الحمضية:** يتكون هذا النوع من المحاليل المنظمة بشكل عام من مزيج (الحمض الضعيف، والقاعدة المرافقة له)، أي أنه يتكون من مزيج (الحمض الضعيف والأيون المشترك السالب لهذا الحمض) والذي يمكن الحصول عليه عادةً من ملح هذا الحمض الضعيف.

مثال : (حمض الايثانويك "CH₃COOH"، وملح ايثانوات الصوديوم "CH₃COONa")، حيث يتواجد مزيج من الحمض الضعيف (CH₃COOH) وأيونه المشترك السالب (CH₃COO⁻)، ويكون الحمض الضعيف وقاعدته المرافقة في حالة اتزان كما يلي :



▪ ماذا يحدث عند إضافة حمض (HCL) الى المحلول المنظم الحمضي السابق ؟

✓ يتفاعل حمض (HCL) مع القاعدة المرافقة (CH₃COO⁻) .

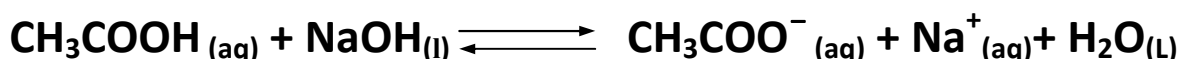


✓ مما يؤدي الى انخفاض في تركيز القاعدة والزيادة في تركيز الحمض ويكون التغيير في تركيز

(H₃O⁺) قليلاً جداً لأن الحمض والقاعدة المرافقة ضعيفين أصلاً , أي أن التغيير في قيمة (pH) يكون تغيراً بسيطاً.

▪ ماذا يحدث عند إضافة قاعدة (NaOH) الى المحلول المنظم الحمضي السابق ؟

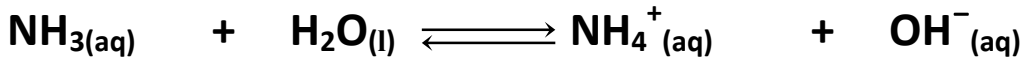
✓ يتفاعل القاعدة (NaOH) مع الحمض (CH₃COOH) .



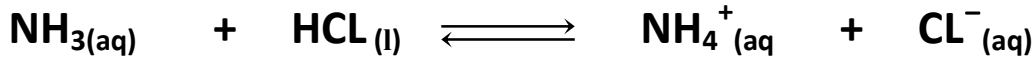
✓ مما يؤدي إلى الانخفاض في تركيز الحمض والزيادة في تركيز القاعدة ويكون التغيير في تركيز (H₃O⁺) قليلا أيضا , أي أن التغيير في قيمة (pH) يكون تغيرا بسيطا.

(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 "NH₃" الأمونيا، وملح كلوريد الأمونيوم "NH₄Cl") حيث يتواجد مزيج من القاعدة الضعيفة (NH₃) وأيونها المشترك الموجب (NH₄⁺) ، تكون القاعدة والحمض المرافق في حالة اتزان كما يلي:-



■ ماذا يحدث عند اضافة حمض (HCL) الى المحلول المنظم القاعدي السابق ؟
✓ يتفاعل حمض (HCL) مع القاعدة (NH₃) .



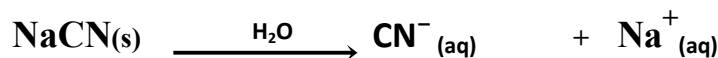
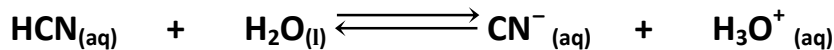
✓ مما يؤدي إلى الانخفاض في تركيز القاعدة والزيادة في تركيز الحمض ويكون التغيير في تركيز (OH⁻) قليلا أيضا , أي أن التغيير في قيمة (pH) يكون تغيرا بسيطا.

■ ماذا يحدث عند اضافة قاعدة (NaOH) الى المحلول المنظم القاعدي السابق ؟
✓ يتفاعل القاعدة (NaOH) مع الحمض المرافق (NH₄⁺) .

✓ مما يؤدي إلى الانخفاض في تركيز الحمض والزيادة في تركيز القاعدة ويكون التغيير في تركيز (OH⁻) قليلا أيضا , أي أن التغيير 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 التغيير في قيمة (pH) للمحلول جراء إضافة (٠.١ مول) من (HCl) إلى لتر من المحلول .
علما بأن (HCN) K_a = ٤ × ١٠^{-١٠} ، (لو ٢ = ٠,٣) ، (لو ٨ = ٠,٩)

• ايجاد قيمة (PH) قبل اضافة الحمض :



✓ تركيز الأيون المشترك مساويا لتركيز الملح :

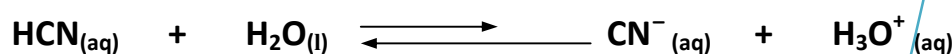
$$[CN^-] = [NaCN] = 0.2 \text{ مول/لتر}$$

$$\frac{0.2 \times [H_3O^+]}{0.1} = 10^{-10} \times \epsilon \leftarrow \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]} = K_a \quad \checkmark$$

$$[H_3O^+] = 10^{-10} \times 2 \text{ مول/لتر}$$

$$\checkmark \text{ PH} = -\text{لو} [H_3O^+] \leftarrow \text{PH} = -\text{لو} (10^{-10} \times 2) \leftarrow \text{لو} (0.3 - 10) = 9.7$$

- 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)

$$0.1 = 0.1 - 0.2$$

$$\frac{0.1 \times [H_3O^+]}{0.2} = 10^{-10} \times \epsilon \leftarrow \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]} = K_a \quad \checkmark$$

تركيز (HCN) بعد اضافة الحمض :

= تركيز (HCN) + تركيز (HCL)

$$0.2 = 0.1 + 0.1$$

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

$$\checkmark \text{ PH} = -\text{لو} [H_3O^+] \leftarrow \text{PH} = -\text{لو} (10^{-10} \times 8)$$

$$\leftarrow \text{لو} (0.9 - 10) = 9.1$$

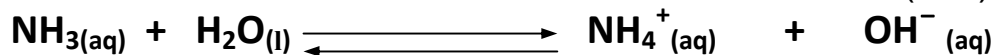
• التغير في قيمة (pH) = 9.1 - 9.7 = 0.6

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

مثال :

احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة (PH)، عند إضافة (0.05 مول/لتر) من $Ba(OH)_2$ إلى مزيج من الأمونيا (NH_3)، بتركيز (0.7 مول/لتر) وكلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) بتركيز (0.4 مول/لتر) علماً بأن (K_b للأمونيا = 1.8×10^{-5}) ، (لو = 3.2 = 0.01) ، (لو = 2.1 = 0.032) ؟

• إيجاد قيمة (PH) قبل إضافة الحمض :



$$\frac{[0.4] [OH^-]}{[0.7]} = 1.8 \times 10^{-5} \leftarrow \frac{[NH_4^+] [OH^-]}{[NH_3]} = K_b \checkmark$$

$$\frac{10^{-14} \times 1}{10^{-14} \times 3.15} \leftarrow \frac{K_w}{[OH^-]} = [H_3O^+] \leftarrow [OH^-] = 10^{-14} \times 3.15$$

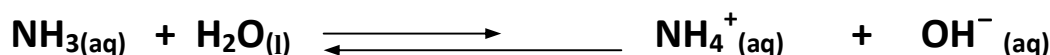
$$[H_3O^+] = 10^{-14} \times 3.2 \text{ مول/لتر}$$

$$PH = -\log [H_3O^+] = -\log (10^{-14} \times 3.2) = PH \checkmark$$

$$9.49 = PH$$

• إيجاد قيمة (PH) بعد إضافة القاعدة :

■ عند إضافة قاعدة إلى المحلول المنظم قاعدي يؤدي إلى انخفاض في تركيز الحمض وزيادة في تركيز القاعدة .



$$\frac{[0.3] [OH^-]}{[0.8]} = 1.8 \times 10^{-5} \leftarrow \frac{[NH_4^+] [OH^-]}{[NH_3]} = K_b \checkmark$$

$$\frac{10^{-14} \times 1}{10^{-14} \times 4.8} \leftarrow \frac{K_w}{[OH^-]} = [H_3O^+] \leftarrow [OH^-] = 10^{-14} \times 4.8$$

$$[H_3O^+] = 10^{-14} \times 2.1 \text{ مول/لتر}$$

$$PH = -\log [H_3O^+] = -\log (10^{-14} \times 2.1) = PH \checkmark$$

$$9.68 = PH$$

• التغير في قيمة (pH) = 9.49 - 9.68 = 0.19

مثال :

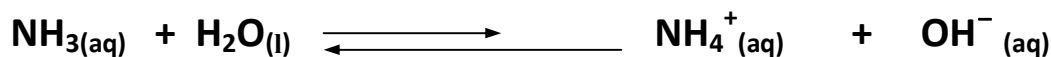
يراد تحضير محلول منظم من (NaCN) فإذا كان تركيز (NH₃) في محلول حجمه (٥٠٠ مل) هو (٠,٢ مول/ لتر) جد كتلة (NH₄Cl) اللازم إضافتها إلى المحلول للحصول على محلول درجة حموضتها (PH= ٨) علما بان (الكتلة المولية (NH₄Cl) = ٥٤ غم / مول)
(NH₃) Kb = ١.٨ × ١٠^{-٦} مول/لتر)

✓ من خلال (PH) نجد تركيز [H₃O⁺] و [OH⁻].

$$PH = -\log [H_3O^+] = 9 \quad \leftarrow [H_3O^+] = 10^{-9} \text{ مول/لتر}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

✓ من أجل تحضير المحلول المنظم يجب اضافة كتلة معينة من (NH₄Cl) الى محلول (NH₃) وتصبح في حالة اتزان معها كما يلي:-



$$\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = K_b \quad \leftarrow \quad \frac{[NH_4^+]}{[0.2]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$[NH_4^+] = 3.6 \text{ مول/لتر}$$

• تركيز الأيون المشترك مساويا لتركيز الملح:

$$[NH_4Cl] = [NH_4^+] = 3.6 \text{ مول/لتر}$$

✓ نجد عدد مولات [NH₄Cl] :

$$\text{عدد المولات} = \text{الحجم} \times \text{التركيز} \quad \leftarrow \quad \text{عدد المولات} = 0.5 \text{ لتر} \times 3.6 \text{ مول/لتر}$$

$$\text{عدد المولات} [NH_4Cl] = 1.8 \text{ مول}$$

✓ ومن عدد المولات نجد كتلة [NH₄Cl] :

$$\text{الكتلة} = \text{الكتلة المولية} \times \text{عدد المولات} \quad \leftarrow \quad \text{الكتلة} = 1.8 \text{ غم / مول} \times 1.8 \text{ مول}$$

$$\text{الكتلة} [NH_4Cl] = 97.2 \text{ غرام} \quad \leftarrow \quad \text{الكتلة التي يجب إضافتها من } [NH_4Cl]$$

تطبيقات حياتية

✓ معلومة حياتية : هل تعلم عزيزي / تي الطالبة ان المحاليل المنظمة لها أهمية بالغة في الحياة و أجسام الكائنات الحية .

- الانسان اكثر المخلوقات تنوع في الاطعمة فمنها ما هو حمضي مثل الفواكه وقاعدي مثل الخضروات (الخيار) . وهذا له تأثير على درجة حموضة الدم و انتظام العمليات الحيوية فيه .
- الدم هو عبارة عن محلول منظم طبيعيا في جسم الانسان يتراوح الرقم الهيدروجيني فيه (٧,٣٥-٧,٤٥) .
- اهم المحاليل المنظمة الموجودة في الدم هو محلول حمض الكربونيك و أيون الكربونات الهيدروجينية ($H_2CO_3/H_2CO_3^-$) ، الذي يقاوم التغير في قيمة درجة الحموضة .



- ✓ ماذا يحدث عند زيادة تركيز H_3O^+ في الدم (زيادة حموضة الدم ، درجة الحوضة اقل من ٧) ؟
- يتفاعل H_3O^+ مع الايون $H_2CO_3^-$ ويتكون الحمض H_2CO_3 وهو ضعيف التآين ، يتفكك في الرئة مكونا الماء وثاني اكسيد الكربون التي يتم التخلص منهم عن طريق الزفير .
- ✓ ماذا يحدث عند نقصان تركيز H_3O^+ في الدم (نقصان القاعدية للدم ، درجة الحوضة اعلى من ٧) ؟
- يزداد تأين حمض الكربونيك H_2CO_3 لإنتاج H_3O^+ جديدة للمحافظة على تركيز ثابت H_3O^+ .
- فيبقى في الحالتين pH للدم ثابت عند ٧,٤ تقريبا .

