الحـوامــض والقــواعـــد Acid and Bases

أهم التعريفات التي وضعت للحومض والقواعد :

قام بعض العلماء بإجراء العديد من المحاولات للتوصل إلى تعريف كلاً من الحامض والقاعدة وقد ظهرت ثلاث نظريات تم من خلالها تقديم تعريفات للحامض والقاعدة.

تعريف أرهينيوس : (1859 – 1927م) :

صنف الحوامض والقواعد بناء على نوع الايونات الناتجة من اذابة المركب في الماء.

الحـامـض :

أي مادة تتأين (جزئيا او كليا) في الماء لا عطاء ايون الهيدروجين (**H**) الذي يرتبط بالمذيب لا عطاء ايون الهيدرونيوم او زيادة كاتيون الهيدروجين ".

$$CH_3COOH \longleftrightarrow H^+ + CH_3COO^-$$

$$HClO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^{+1} + ClO4^-$$

$$HCN + H_2O \longrightarrow H_3O^{+1} + CN^-$$

القـاعـدة :

أي مادة تتأين في الماء لا عطاء ايون الهيدروكسيل (ضعيف جزئيا متاين) تعطي ايون الهيدروكسيد (**OH**)

$$Ca(OH)_2 + H_2O \longrightarrow Ca^{+2} + 2OH^-$$

$$NH_2OH + H_2O \longrightarrow NH_3OH + OH^-$$

تعريف برونستيد – لورى (1923م) :

الحـامض : هو المادة التي تميل إلى منح بروتون (H^+) لمادة اخرى عند تفاعلهما ".

$$HCN + H_2O \longleftrightarrow H_3O^{+1} + CN^{-1}$$

القاعدة: هي المادة التي تميل إلى اكتساب بروتوناً (H^+) من مادة اخرى عند تفاعلهما

$$NH_3 + H_2O \longleftrightarrow NH_4^{+1} + OH^{-1}$$

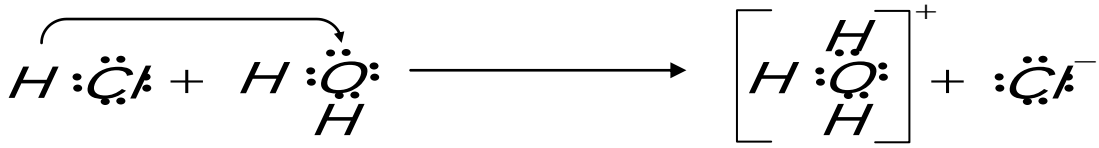
ملحوظة هامة :

أيون الهيدروجين (H^+) يطلق عليه بروتون لأنه عبارة عن ذرة هيدروجين فقدت إلكتروناً فتحولت إلى بروتون موجب H^+.

أمـثلـــة :

مثال [1] : عند ذوبان كلوريد الهيدروجين في الماء فإن :

- غاز كلوريد الهيدروجين يقوم بمنح بروتون لجزيء الماء وبذلك يكون كلوريد الهيدروجين هو حمض برونستد – لوري.
- يسمى الماء بقاعدة برونستد – لورى. حيث أن الماء اكتسب البروتون H^+.

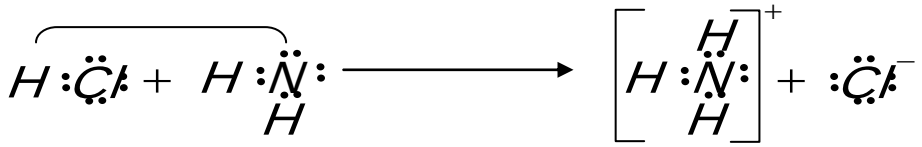


أيون كلور أيون هيدرونيوم

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

مثال [2] : عند تفاعل كلوريد الهيدروجين مع الأمونيا فإن :

- كلوريد الهيدروجين يقوم بمنح بروتون لجزء النشادر وبذلك يكون كلوريد الهيدروجين هو حمض برونستد – لورى.
- تسمى الأمونيا بقاعدة برونستد – لورى حيث أن الأمونيا اكتسبت بروتون H^+.



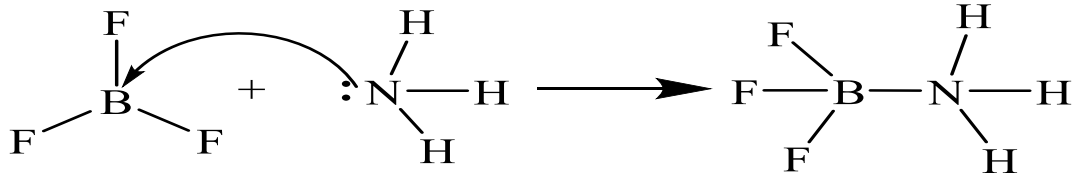
$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

تعريف لويس :

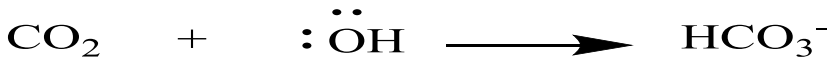
صنف الحوامض والقواعد حسب منحها واستقبالها لازواج الالكترونات غير الرابطة.

الحامض : هو المادة التي تستقبل زوجا (او اكثر) من الالكترونات غير الرابطة من مادة اخرى عند تفاعلهما (تحتوي فلك فارغ)

القاعدة : هي المادة التي تستطيع أن تمنح زوجا (او اكثر) من الإلكترونات غير الرابطة الى مادة اخرى عند تفاعلهما (تحتوي زوج او اكثر من e^-)



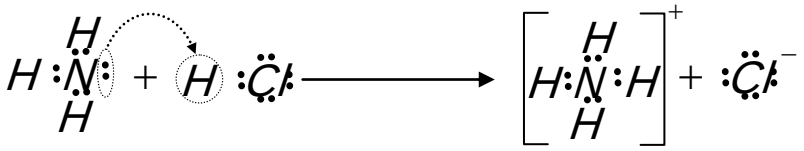
يستقبل e^+ (حامض لويس) **يمنح e^- (قاعدة لويس)**



يستقبل e^+ (حامض لويس) **يمنح e^- (قاعدة لويس)**

مثـال : عند تفاعل غاز كلوريد الهيدروجين مع غاز الأمونيا ليعطي سحب من كلوريد الأمونيا الصلبة.

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$



المحـــالـــيل: Solutions

تقسم المحـالـيل الى نوعين :

1-**محـاليل غير الكـتروليتية** :غير موصلة للتيار الكهربائي

2-**محـــــــاليل الكتروليتية** :موصـلة للتـيار الكـــــهربائـي وتـقسم الـــى:

A- محـــــــاليل الكتروليتية قوية:

وتتميز بانها تامة التأين ، اي ان لها ثابت تأين ودرجة تأين ونسبة تأين

وتقسم **محـــــــاليل الكتروليتية قوية:** الى:

1- **حوامض قوية** : احادية البروتون مثل HCl ، ثنائية البروتون مثل H_2SO_4

2- **قواعد قوية** : احادية الهيدروكسيد مثل NaOH ، ثنائية الهيدروكسيد مثل $Ca(OH)_2$

3- **امـــــــلاح** : تامة التفكك ماعدا الاملاح شحيحة الذوبان

B- محـــــــاليل الكتروليتية ضعيفة:

وتتميز جزئية التأين ليس لها ثابث تأين ودرجة تأين ونسبة تأين

وتقسم الى:

1-**حوامض ضعيفة** :مثل CH_3COOH

2- قواعد ضعيفة : مثل NH_4OH

تأين الحوامـــض والقواعـــد

تتأين لحوامض والقواعد نتيجة لتفاعلها مع المذيب ويستخدم الماء كمذيب للحوامض والقواعد

1-تأين الحوامض الضعيفة

تتأين الحوامض الضعيفة في الماء بشكل غير كامل وتختلف من حامض الى اخر حسب قوة الحامض وبهذا فان تركيز ايونات الهيدروجين الناتجة من تأين الحامض لا تساوي تركيز الحامض الابتدائي ويمكن حساسبة استنادا الى قانون فعل الكتلة بحساب ثابت الاتزان من المعادلة الاتية

$HA \longleftrightarrow H^+ + A^-$ HA = تركيز الحامض الضعيف

Ka = ثابت التاين الحامض الضعيف

$$Ka=\frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

من المعادلة السابقة نلاحظ في البسط $[A^-]=[H^+]$

$[HA]=Ca-[H^+]$

$$Ka=\frac{[H^+][H^+]}{[Ca-H^+]}$$

وفي المقام قيمة [H] صغيرة جدا مقارنة مع تركيز الحامض Ca وعلية يمكن اهمالها

$$Ka=\frac{[H^+][H^+]}{[Ca]}$$

$[H^+]^2= Ka \times Ca$

$[H^+]= \sqrt{Ka \times Ca}$

2- تاين القواعد الضعيفة

تتأين القواعد الضعيفة تأينا جزئيا وتختلف من قاعدة الى اخر حسب قوتها ولهذا فان تركيز ايون الهيدروكسيد الناتجة من تأين الفاعدة الضعيفة لا يساوي تركيز القاعدة الاصلي ولكن ويمكن حسابة استنادا الى قانون فعل الكتلة بحساب ثابت الاتزان من المعادلة الاتية

$BOH \longleftrightarrow B^+ + OH^-$ BOH = تركيز الحامض الضعيف

Kp = ثابت التاين القاعدة الضعيف

$$Kp= \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

من المعادلة السابقة نلاحظ في البسط $[OH^-]=[B^+]$

$$Kp=\frac{[OH^+][OH^+]}{[Cp - OH^+]}$$

$[BOH]=Cp-[OH^+]$

وفي المقام قيمة [OH] صغيرة جدا مقارنة مع تركيز القاعدة Cp وعلية يمكن اهمالها

$$Kp=\frac{[OH^+][OH^+]}{[Cp]}$$

$[OH^+]^2= Ka \times Cp$

$[OH^+]= \sqrt{Kp \times Cp}$

درجة التأين : تتأين الحوامض الضعيفة والقواعد الضعيفة جزئيا في المحلول المائي

$$\textbf{درجـــة الـــتأيـــن} = \frac{\textbf{التركيز المتأين}}{\textbf{التركيز الاصلي}}$$

النســبة المئــوية للتأين = درجة التأين x 100