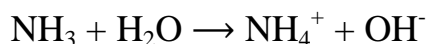
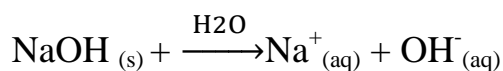
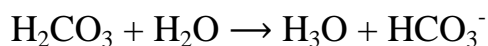
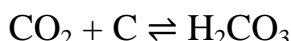
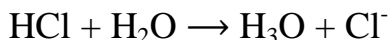


مفهوم ارينوس للحوامض والقواعد :

ان مفهوم ارينوس Arrhenius concept بنسخته الحديثة للاحماض والقواعد ، يعرف الحامض بانه أي مادة تستطيع ان تزيد تركيز ايون الهيدرونيوم (H_3O^+) في المحلول المائي .

اما القاعدة فيعرف بانها أية مادة تزيد من تركيز ايون الهيدروكسيد في الماء (OH^-) .

امثلة على حوامض وقواعد ارينوس

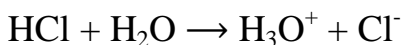


مفهوم برونشتد ولوري للحوامض والقواعد

يعتبر تعريف الاحماض والقواعد على اساس ايون الهيدرونيوم وايون الهيدروكسيد في الماء (مفهوم ارينوس) تعريفاً مفيداً جداً لانه يحصر مناقشة ظاهرة الاحماض والقواعد في المحاليل المائية فقط لذا اقترح العالمان J.N.Brosted و T.M.Loury كلاً على انفراد في عام 1923 مفهوماً اكثر شمولاً فقد عرف الحامض بانه هي المادة القادرة على اعطاء بروتون (ايون هيدروجين H^+) الى مادة اخرى .

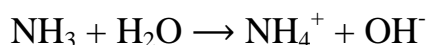
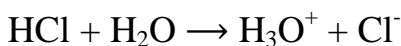
اما القاعدة في المادة القادرة على قبول بروتون من حامض ويمكن اعادة نص التعريف ببساطة بان (الحامض هو الذي يعطي بروتون والقاعدة هي التي تستقبل البروتون) .

النموذج المثالي لتفاعل الحامض مع القاعدة حسب مفهوم برونشتد - لوري يتبين عند اضافة HCl الى الماء



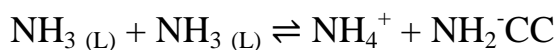
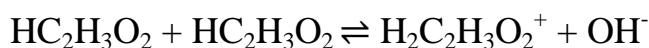
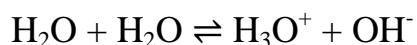
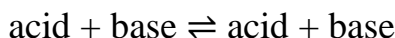
ففي هذا التفاعل يعمل HCl كحامض لانه يعطي بروتوناً لجزئ الماء بينما يتصرف الماء كقاعدة بقبولها بروتوناً من الحامض .

امثلة على مفهوم برونشتد - لوري



المادة ذات السلوك الامفوتييري :

هي المادة التي لها القابلية على ان تسلك سلوك حامض في تفاعلها مع القواعد وسلوك قاعدة بتفاعلها مع الحوامض ومثال على ذلك (H_2O ، حامض الاسيتيل ، الامونيا السائلة)



انواع الحوامض والقواعد :

تقسم الحوامض و القواعد الى قسمين حسب القوة :

1. الحوامض والقواعد القوية :

وهي المواد التي لها القابلية على التفكك التام في المحلول عند اضافة المذيب لها مثل (وتسمى ايضاً بالالكتروليتات القوية) .

1- الحوامض اللاعضوية $HClO_4$, HNO_3 , $HBrO_3$, $HClO_3$, HBr , HCl , H_2SO_4

2- القلويات وهيدروكسيدات الاتربة القلوية $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$

3- معظم الاملاح $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

2. الحوامض والقواعد الضعيفة :

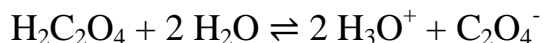
وهي المواد التي لها القابلية على التفكك الجزئي في المحلول عند اضافة المذيب اليها مثل (وتسمى ايضاً الالكتروليتات الضعيفة) .

1- العديد من الحوامض اللاعضوية مثل H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , H_3PO_4 , H_3PO_3

2- معظم الحوامض العضوية مثل $H_2C_2O_4$

3- الامونيا ومعظم القواعد العضوية

4- الهاليدات والسيانيدات



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2 [\text{C}_2\text{O}_4^-]}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] [\text{H}_2\text{O}]}$$

طرق التعبير عن التركيز (تراكيز المحاليل)

1. التعبير عن التركيز بالغرامات لكل وحدة حجم

يمكن التعبير بهذه الطريقة عن التركيز بالغرامات (او الملغرامات) من المذاب في لتر (او مليلتر) من المحلول .

$$\text{التركيز} = \frac{\text{غم}}{\text{لتر}} , \frac{\text{ملغم}}{\text{مل}}$$

2. التعبير عن التركيز بالنسبة المئوية

أ- النسبة المئوية الوزنية

هي عدد الغرامات المذاب في (100 غم) من المحلول .

$$\text{النسبة المئوية الوزنية} = \frac{\text{و(غم)}}{\text{و(غم)}} \%$$

ب- النسبة المئوية الوزنية الحجمية

هي عدد غرامات المذاب في (100 مل) من المحلول

$$\text{النسبة المئوية الوزنية الحجمية} = \frac{\text{و(غم)}}{\text{و(غم)}} \%$$

ج- النسبة المئوية الحجمية

هي عدد المللترات من المذاب في (100 مل) من المحلول

$$\text{النسبة المئوية الحجمية} = \frac{\text{ح المذاب}}{\text{ح المذيب}} \%$$

3. التركيز النورمالي (N) :

هي عدد المكافئات الغرامية من المذاب في لتر من المحلول

$$(1) \dots\dots\dots \frac{\text{وزن المذاب بالغرامات}}{\text{الوزن المكافئ الغرامي}} = \text{عدد المكافئات الغرامية}$$

$$(2) \dots\dots\dots N = \text{عدد المكافئات الغرامية} / \text{لتر}$$

$$(3) \dots\dots\dots \frac{\text{وزن المذاب في لتر}}{\text{الوزن المكافئ الغرامي}} = N$$

$$(4) \dots\dots\dots \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{عدد اللترات (حجم المذيب بالتر)}} = N$$

$$N = \frac{\text{Sp.gr} \times \% \times 1000}{\text{eq. wt}} \dots\dots\dots (5)$$

حيث (Sp.gr) الوزن النوعي

(%) النسبة المئوية

(eq.wt) الوزن المكافئ

$$\text{eq. wt} = \frac{\text{M. wt}}{n}$$

حيث (M.wt) الوزن الجزيئي

(n) تمثل عدد ايونات (H^+) او (OH^-) او الالمترونات (e^-)

$$\text{M. wt} = \sum \text{At. wt}$$

(Σ) مجموع الاوزان الذرية

(At.wt) الوزن الذري للعنصر

4. المولارية (M)

هي عدد الاوزان الجزيئية الغرامية من المادة المذابة في لتر واحد

$$(1) \dots\dots\dots \frac{\text{وزن المادة}}{\text{وزنها الجزيئي}} = \text{عدد المولات}$$

$$\text{المولارية (M)} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم بالالتار}} \dots \dots \dots (2)$$

$$M = \frac{Wt (gm)}{M. wt} \times \frac{1000}{V ml} \dots \dots \dots (3)$$

ملاحظة :- نستخدم (1000) في القانون اذا كان الحجم معطى (مل) اما اذا كان الحجم معطى (لتر) فاننا لانستخدم (1000) اي ان قيمة (1000) تستخدم لتحويل الحجم من (مل ← لتر)

5. التركيز الفورمالي (F)

هو المحلول الذي يحتوي على وزن صيغة كيميائية من تلك المادة في لتر من المحلول .

$$F = \frac{Wt}{F. wt} \times \frac{1000}{V ml}$$

6. التركيز بالكسر المولي (X)

هو الكسر الذي يمثل نسبة مولات المذاب الى مولات المحلول كله (اي المذاب والمذيب)

$$X = \frac{X_1}{X_1 + X_2}$$

X_1 عدد مولات المذاب

X_2 عدد مولات المذيب

الوزن المكافئ (eq . wt)

هو الوزن الجزيئي مقسوماً على (n) حيث تمثل (n)

اما عدد ايونات الهيدروجين (H^+)

او عدد ايونات الهيدروكسيل (OH^-)

او عدد الالكترونات في التفاعل (e^-)

امثلة :

احسب الوزن المكافئ الغرامي لمادة HCl اذا علمت ان الالوزان الذرية (H=1) ، (Cl= 35)

$$\text{eq. wt}_{\text{HCl}} = \frac{1+35}{1} = 36$$

احسب الوزن المكافئ الغرامي لمادة Ca(OH)_2

$$\text{eq. wt}_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{\text{At. wt}_{\text{Ca}} + \text{At. wt}_{\text{O}} + \text{At. wt}_{\text{H}}}{2}$$

احسب الوزن المكافئ الغرامي لايون (Na^+) اذا علمت ان الوزن الذري للصوديوم (23)

$$\text{eq. wt} = \frac{23}{1} = 23$$

