IONIZATION EQUILIBRIUM (الاتزان الايوني)

It is the dynamic situation between ions released by the weak electrolyte in their solutions with the electrolyte solution.

التوازن او الاتزان الايوني: هو حالة ديناميكية بين الايونات التي يطلقها الكتروليت ضعيف في محاليله مع الكتروليتات المحلول.

Materials in its aqueous solution are classified into two types:

تقسم المواد في محاليلها المائية الى نوعين هما :-

- **مواد الكتروليتية** **Electrolytes**
- **مواد غير الكتروليتية** **Non electrolytes**

Materials Electrolytes divided into: تقسم المواد الالكتروليتية الى :-

A. Strong Electrolyte materials

Materials that are totally ionized in their aqueous solutions are called strong electrolytes. These electrolytes are ***good electricity conductors and have high solubility***, such as strong acids and bases.

أ- المواد الالكتروليتية القوية :- هي المواد التي تتأين كليا في محاليها المائية. تمتاز هذه الكتروليتات بالتوصيلية الجيدة للتيار الكهربائي وذوبانيتها العالية ومن هذه المواد الحوامض والقواعد القوية .

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-, \qquad HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-,$$

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^- \qquad Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2OH^-$$

B. Weak electrolyte materials

Materials that are partially ionized in their aqueous solutions, until reaching ionic equilibrium, are called weak electrolytes. These electrolytes are *weak electricity conductors*, such as weak acids and bases.

ب- **المواد الالكتروليتية الضعيفة** : هي المواد التي تتاين جزئيا في محاليلها المائية بحيث تصل الى حالة الاتزان الايوني وتمتاز ايضا بالتوصيلية الكهربائية الضعيفة مثل الحوامض والقواعد الضعيفة.

$$HCN \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + CN^-$$

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

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

NON-ELECTROLYTE MATERIALS

المواد اللاالكتروليتية (غير الكتروليتية)

These are the materials that do not release any ions in their aqueous solutions such as ethanol or glucose.

المواد غير الكتروليتية :- هي المواد التي لا تطلق اي ايون في محاليها المائية مثل الايثانول او سكر الكلوكوز.

$$C_2H_5OH \xrightleftharpoons{H_2O} C_2H_5OH$$

$$Glucose \xrightleftharpoons{H_2O} Glucose$$

ACIDS AND BASES

الحوامض والقواعد

1. Arrhenius concept

An acid is a material that ionizes in water to give hydrogen ions (hydronium ions), while **a base** is a material that ionizes in water to give hydroxide ions.

1- مبدأ ارهينيوس:- وفقا لهذا المبدأ فأن **الحامض** هو المادة التي تتأين في الماء لتعطي ايون الهيدروجين ، في حين ان **القاعدة** هي المادة التي تتأين في الماء لتعطي ايون الهيدروكسيد .

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^- \quad , \quad NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

2. Bronsted and Lowry's concept

An acid is any substance that can donate to a proton, while **a base** is any substance that can accept a proton.

2- مبدأ برونشتد ولوري:- حسب مبدأ برونشتد فأن **الحامض** هي اي مادة بامكانها منح بروتون و**القاعدة** هي اي مادة قادرة على اكتساب بروتون.

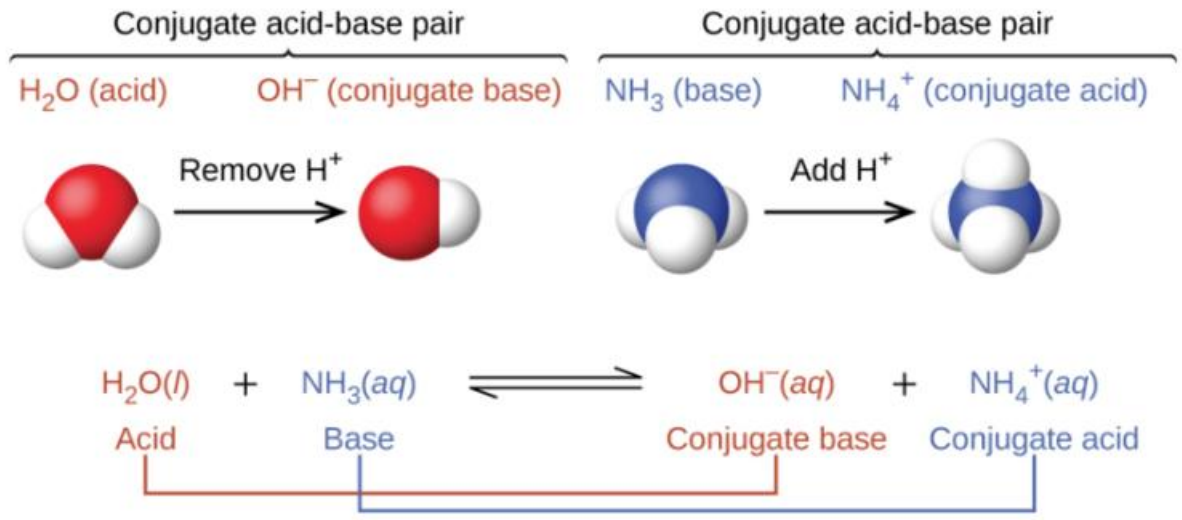
$$\mathbf{Acid_1} \rightleftharpoons \mathbf{base_1 + proton}$$

$$\mathbf{Base_2 + proton} \rightleftharpoons \mathbf{acid_2}$$

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

$acid_1$ $base_2$ $base_1$ $acid_2$

Conjugate Base Conjugate acid



The proton donor characteristic of an acid is demonstrated only in the presence of a proton acceptor.

تتجلى صفة الوهب بالبروتون للحامض في وجود متقبل للبروتون.

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow NO_3^- + H_3O^+$$

$Acid_1$ $base_2$ $base_1$ $acid_2$

Conjugate Base Conjugate acid

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

$base_1$ $acid_2$ Conjugate acid Conjugate Base

Water is an amphiprotic solvent because it exhibits both acidic and basic properties

يعتبر الماء مذيب امفوتيري لكونه يمتلك الخواص الحامضية والقاعدية .

After an acid has donated a proton the species that remains can accept a proton to reform the original acid then every acid is paired with its corresponding base which is called a conjugate base.

بعد ان يفقد الحامض البروتون يتحول الى صنف قادر على اكتساب البروتون ليعيد تكوين الحامض ويدعى هذا الصنف **بالقاعدة القرينة**.

3. Lewis Concept

Acid is any material capable of accepting a pair of electrons such as $AICI_3$, BF_3, **base** is any substance that can donate a pair of electrons such as F^-, NH_3

3- مبدأ لويس :- حسب مبدأ لويس فأن **الحامض** هو اي مادة لها القابلية على تقبل زوج الكتروني **والقاعدة** هي اي مادة قادرة على منح زوج الكتروني .

$$BF_3 + :NH_3 \rightarrow F_3B:NH_3$$

ION PRODUCT CONSTANT OF WATER

ثابت الحاصل الايوني للماء

Aqueous solutions contain small amount of hydronium ion H_3O^+ and hydroxide ion OH^-

المحاليل المائية تحتوي على كمية قليلة من ايون الهيدرونيوم وايون الهيدروكسيد .

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Water dissociates to H^+ and OH^- ions in aqueous solutions which are in strong contact with water molecules. Applying mass product law gives the following equation.

يتفكك الماء الى ايوني الهيدروجين والهيدروكسيد اللذان يكونان في حالة تماس مع جزيئات الماء وبتطبيق قانون فعل الكتلة نحصل على :-

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

The concentration of water is enormous (each liter of water is equal to 55.5 M) when compared with the concentration of hydrogen and hydroxide ions. Therefore, water concentration can be considered constant.

أن تركيز الماء كبير جدا مقارنة بتراكيز ايونات الهيدروجين والهيدروكسيد المتواجدة في النظام المتوازن ولهذا يمكن اعتبارها قيمة ثابتة .

$$\mathbf{K\,[H_2O]^2 = Kw = [H_3O^+]\,[OH^-] \quad or \quad Kw = [H^+][OH^-]}$$

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

Where the constant $[H^+].[OH^-] = K_{[H2O]} =$ Kw is the ion-product constant for water, and by using water concentration:

$$K\,(55.5)^2 = K_w = 1.008 \times 10^{-14} \quad \text{at } 25\ ^oC$$

The approximation at room temperature is $K_w \approx 1.0 \times 10^{-14}$ mole/L

Kw depends on temperature (i.e., Kw increases with the temperature increase (at 50°C = 5.47×10^{-14} and at 100°C = 49×10^{-14}).

ملاحظة:- قيمة ثابت حاصل الايوني للماء تزداد مع زيادة درجة الحرارة .

The ion-product constant for water permits easy finding of the aqueous solutions' hydronium and hydroxide ion concentrations.

Kw = ion product constant of water

$Kw = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ mole^2/L^2 in case of pure water.

$$Kw = [H^+].\ [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\sqrt{kw} = [H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mole/L} = M$$

By taking the logarithm of this equation

$$Kw = [H^+]\ [OH^-]$$

$$-\log Kw = -\log ([H^+]\ [OH^-])$$

$$-\log Kw = -\log [H^+] - \log [OH^-]$$

$$pKw = pH + pOH = 14$$

if pH < 7 then the solution is acidic.

if pH > 7 then the solution is basic.

if pH = 7 then the solution is equilibrium.

Ex:1) Calculate the pH and pOH values of a solution in which the hydronium ion [H_3O^+] concentration is 2.0×10^{-3} (0.002) M.

Sol)

$$[H^+] = [H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-3} \text{ mole/L}$$

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

$$= -\log [2.0 \times 10^{-3}] = 2.699$$

$pH + pOH = 14$ then $pOH = 14 - pH$

$$= 14 - 2.699 = 11.301$$

Ex.2) Calculate the hydronium and hydroxide ion concentration of pure water at 25ºC and 100 ºC [if $K_w = 1.00\times10^{-14}$ at 25 ºC and $K_w = 49.00\times10^{-14}$ at 100ºC] .

Sol.)

Because OH^- and H_3O^+ are formed only from the dissociation of water, their concentration must be equal:

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$Kw = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$\sqrt{Kw} = [H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mole/L or (M)}$$

A t 25ºC

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$= \sqrt{1.00 \times 10^{-14}}$$

$$= 1.00 \times 10^{-7} \text{ mole/L}$$

A t 100ºC

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$= \sqrt{49.00 \times 10^{-14}}$$

$$= 7.00 \times 10^{-7} \text{ mole/L}$$

EQUILIBRIUM CONSTANTS FOR PAIR ACIDS AND BASES
ثابت الاتزان لزوج الحامض والقاعدة

Calculation of hydronium and hydroxide ions for strong acids and bases and weak acids and bases.

حساب تراكيز ايون الهيدروجين والهيدروكسيد للحوامض والقواعد القوية والضعيفة .

1- Strong acids:

The strong acids will be completely ionized in its aqueous solution, as shown by one arrow.

1- **الحوامض القوية** :- تتأين الحوامض القوية تأينا كليا في محاليها المائية وتمثل بسهم واحد في معادلة التفاعل .

$$HA \rightarrow H^+ + A^+ \quad , \quad \text{therefore} \quad [H^+] = [A^+]$$

Ex.1) Calculate $[H^+]$ and pH of 0.01 M HCl solution

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

	HCl	H^+	Cl^-
before ionization	0.01	0	0
after ionization	0	0.01	0.01

$[H^+] = 0.01$ M

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

$= -\log 0.01 = 2$

Ex:2) Calculate pH and pOH for 0.15 M H_2SO_4

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

	H_2SO_4	$2H^+$	SO_4^{-2}
before ionization	0.15	0	0
after ionization	0	2 x 0.15	0.15

$[H^+] = 2 \times 0.15 \Longrightarrow [H^+] = 0.3$ M

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

$= -\log 0.3$

pH = 0.523

Kw = pH + pOH = 14

$pOH = 14 - 0.523$

pOH = 13.477

2- Week acids:

The Weak Acids will incompletely ionize (partial ionization) in their aqueous solution, as shown by two reverse arrows. So, ionic equilibrium is occurring.

2- **الحوامض الضعيفة** تتأين جزئيا في محاليها المائية وتمثل بسهمين متعاكسين في معادلة التفاعل ، وتحدث فيها حالة الاتزان الايوني .

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

$$K_a = \frac{a_{H_3O^+} \cdot a_{CH_3COO^-}}{a_{CH_3COOH} \cdot a_{H_2O}}$$

a = c . f for dilute solutions f = 1, then

$$\boldsymbol{K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH] \cdot [H_2O]}}$$

$\boldsymbol{K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH] \cdot}}$, since $[H_2O]$ = Constant

Ka is the ratio between the ionized part of the acid and the unionized part of the weak acid Ka is a constant provided temperature and pressure are constant and called acid ionization or dissociation constant.

Ka:- هي النسبة بين الجزء الذائب الى الجزء الغير ذائب من الحامض وتدعى بثابت تأين او تفكك الحامض وهي قيمة ثابتة بشرط ثبوت درجة الحرارة والضغط) .

$K_b = \frac{K_w}{K_a}$ for Conjugate Base

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

Acid **Conjugate Base**

Ex. Calculate $[H^+]$ of 0.1 M CH_3COOH at 25 °C ($Ka = 1.8\times10^{-5}$)

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

$$\boldsymbol{K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH] \cdot}}$$

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H^+
Before ionization	**0.1**		**0**		**0**
After ionization	**0.1 - x**		**x**		**x**

$$\boldsymbol{K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH] \cdot}}$$

$Ka = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.1-x}$

$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.1}$ x is a small value and hence it is neglected

$x^2 = 1.8 \times 10^{-6}$ $x = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}}$

$x = 1.342 \times 10^{-3}$ mole/L = $[H^+]$

CALCULATION OF HYDROXIDE ION CONCENTRATION

1. Strong bases

The strong bases will completely ionize in its aqueous solution as shown by one arrow.

القواعد القوية : هي المواد التي تتأين كليا في محاليها المائية وتمثل بسهم واحد في معادلة التفاعل.

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

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

Ex 1: Calculate the hydronium and hydroxide ion concentrations in 0.2 M aqueous NaOH solution. if Kw $=1\times10^{-14}$

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

0.2 0 0

0 0.2 0.2

$[OH^-] = 0.2$ M

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

$[H^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1.00\times10^{-14}}{0.2}$

$[H^+] = 5.00 \times 10^{-14}$ mole /L

2. Week bases:

The Weak Bases will incompletely ionize (partial ionization) in its aqueous solution and shown by two arrows. So Ionic equilibrium is occurring.

القواعد الضعيفة :- هي المواد التي تتأين جزئيا في محاليها المائية وتمثل بسهمين متعاكسين في معادلة التفاعل , وتحدث فيها حالة الاتزان الايوني .

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

POH = -log [OH^-]

Kb is the base ionization constant

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$ for Conjugate Acid

$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

Base Conjugate Acid

Ex: Calculate [OH^-], pH, and pOH of 0.1 M ammonia solution at 25 °C if Kb =1.8 × 10^{-5}.

Sol)

$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

Before ionization	0.1 M	zero	zero
After ionization	0.1- x	x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_b = \frac{(x)(x)}{0.1-x} = 1.8\times 10^{-5}$$ (x is ignored)

$$1.8\times10^{-5} = \frac{x^2}{0.1}$$

x = [OH^-] = 1.342 × 10^{-3}

pOH = -log[OH^-]

= -log 1.342 ×10^{-3}

= 2.872

pH = 14 - pOH

= 14 – 2.872

= 11.128

Ex: Calculate the pH and pOH value of 1.0×10^{-3} M acetic acid at 25 ºC if Ka =1.8×10^{-5}.

$$K_a = \frac{[H_3O^+].[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH].}$$

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

Before ionization	0. 001	zero	zero
After ionization	0. 001-x	x	x

$1.8\times10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0.001 - x}$ x is ignored

$1.8 \times10^{-5} = \frac{x^2}{0.001}$ $x^2 = 1.8 \times 10 - 8$

$x^2 = 1.8 \times 10 - 8$

$x = \sqrt{1.8} \times 10 - 8$

pH = -log [H] = -log 1.3416×10^{-4}

= -log 1.3416 x log 10^{-4}

= 0.5104

pOH = 14 – pH

= 14 - 0.5104

= 13. 4896

Ex.1) Calculate [OH^-] , pH, and pOH of 0.1 M ammonia solution at 25 C($k_b = 1.8\times 10^{-5}$) (note: solution in the same lecture 5)

Ex.2): Calculate pOH and pH for 0.15 M $Ca(OH)_2$

المصطلح بالانكليزي	معناه بالعربي
Concentration	تركيز
ionization	تأين
Dynamic	حركي
Electrolyte	الكتروليت
Released	اطلاق
Classified	تصنف
Aqueous	مائي
Electricity conductor	موصل كهربائيا
Partially ionized	متأين جزئيا
Solution	محلول
Common	مشترك
Concept	مبدأ
Donate	تهب
Accept	تقبل
Reform	يعيد التكوين
Conjugate	قرين
Pair	زوج
Dissociate	يتفكك
Associate	يترابط
Invariant	ثابت (غير متغير)
Enormous	كبير الحجم
Approximation	تقريبي
Ratio	نسبة
Ignored	يهمل
part	جزء
Relation	العلاقة
Value	قيمة