ملخص كيمياء سنة تحضيريه

Chapter 5

الاستاذة : سامية النجار

المدينة المنورة ..... جوال 0580957642

سامية النجار 0580957642

Chapter 5 : aqueous solution and acid –base equilibria محاليل المائية والاحماض وقاعدة التوازن

Ammonia (NH_3) is manufacture from the reversible reaction between hydrogen and nitrogen

$N_2 + 3\ H_2O \leftrightarrow 2\ NH_3$

Reversible reaction : التفاعلات العكسية

They are the chemical reaction where the reactant form product that in turn react together to give the reactants back . these eversible reaction are indicated by double – headed arrow (forward- backward directions)

هي تفاعلات كيميائية بحيث ان المتفاعلات تكون النواتج وبالعكس بحيث النواتج تعطي المتفاعلات اي ان التفاعلات العكسية لا تسير باتجاه واحد اي باتجاهين تمثل بسهمين (التفاعلات الأمامية – العكسية) $\rightleftharpoons$

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

Chemical equilibrium : الاتزان الكيميائي

It is the point at which the rate of forward and back ward are equal

هي النقطة التي تكون فيها سرعه التفاعل الامامي يساوي سرعه التفاعل العكسي

At equilibrium :

rate of forward = rate of back ward

dynamic equilibrium :

for a reversible reaction under equilibrium at first the concentration of reactance decreasing till reach the equilibrium then the revers reaction will start to increase till reach the stat of dynamic equilibrium

الاتزان الديناميكي

عند حدوث التفاعلات العكسية في حاله الاتزان في البداية ينقص تركيز المواد المتفاعلة حتى يصل الي الاتزان وبعد ذلك التفاعل العكسي يبد أ بالزيادة في التركيز حتى يصل الي الاتزان الديناميكي

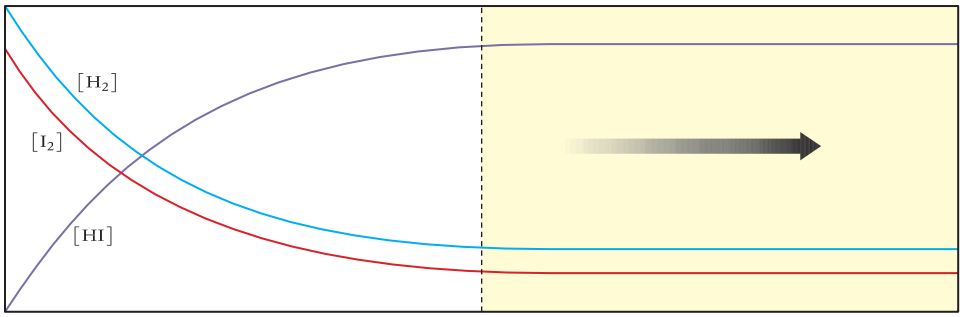
Under chemical or dynamic equilibrium the equilibrium(forward- backward) rates are equal but often the concentrations of reactants and products are not

عندما يكون التفاعل في جالة الاتزان الكيمائي معدل سرعه التفاعل الامامي يساوي معدل سرعه التفاعل الخلفي ولكن غالبا التركيز للمتفاعلات والنواتج غير متساوية

$k_f = k_r$ DOES NOT mean that the concentrations of reactants and products are equal in value.

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$$

0580957642 الخبر



As concentration of product increases, and concentrations of reactants decrease, rate of forward reaction slows down and rate of reverse reaction speeds up

Dynamic equilibrium:

Rate of forward reaction = rate of reverse reaction. Concentrations of reactant(s) and product(s) no longer change

Represent equilibrium:

In equilibrium the molar concentration are shown in brackets . e.g. $[H_2]$ for hydrogen gas and $[CaCl_2]$ in aqueous solution.

Consider :

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$$

$[H_2]$ and $[I_2]$ decrease with time and $[HI]$ increases till an equilibrium is reached at :

Rate of forward reaction = rate of reverse reaction

(K_f) = (K_r)

Dynamic equilibrium:

Can be expressed numerically by The Equilibrium Constant K_{eq}

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

where A and B are reactants, C and D are products, and *a*, *b*, *c*, and *d* are the respective stoichiometric coefficients in the chemical equation

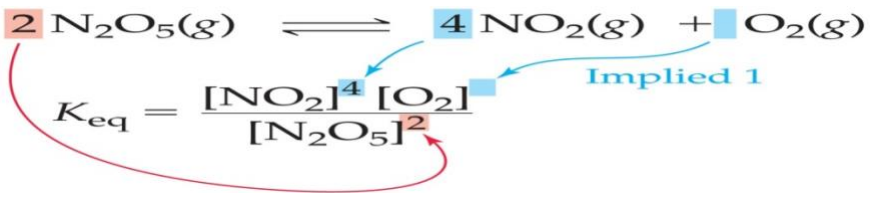
The **equilibrium constant** **ثابت الاتزان** for the reaction is defined as the ratio النسبة—at equilibrium—of the concentrations التركيز of the products للنواتج raised to their stoichiometric coefficients divided مقسومه by the concentrations تركيز of the reactants المتفاعلات raised to their مرفوعة stoichiometric coefficients المعاملات المكافئة

$$K_{eq} = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

Products

Reactants

Write an equilibrium expression for the reaction



Example: Express the equilibrium constant for the following chemical equation:

$$CH_3OH(g) \rightleftharpoons CO(g) + 2\,H_2(g) \qquad K = \frac{[CO]\,[H_2]^2}{[CH_3OH]}$$

$$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \rightleftharpoons 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(g)$$

$K = \frac{[CO_2]^3[H_2o]^4}{[c_3H_3]\,[o_2]^5}$

Significance of equilibrium constant (K)

$K_{eq} \ll 1$	$K_{eq} \gg 1$	$K_{eq} \cong 1$
Forward reaction doesn't proceed (more reactants) Equilibrium position favors reactants (to left) فتدل على أن معظم المواد K < 1 المتفاعلة لا تتحول إلى نواتج عند حالة الاتزان	Forward reaction proceed to completion (more producrs) Equilibrium position favors products (to right) **تدل على أن معظم K > 1 لثابت الاتزان المواد المتفاعلة تتحول إلى نواتج عند الاتزان**	Neither direction is favored Equilibrium position isn't favor any direction **فهذا يدل على أنه عند حالة K = 1 الاتزان يكون تركيز المواد الناتجة مساوي لتركيز المواد المتفاعلة .**

If the value of K_{eq} >> 1, there will be many more product molecules present than reactant molecules.

The position of equilibrium favors products.

When the value of K_{eq} << 1, there will be many more reactant molecules present than product molecules.

The position of equilibrium favors reactants

Relationships between the Equilibrium Constant and the Chemical Equation:

If you reverse the equation, invert the equilibrium constant:

$$A + 2B \rightleftharpoons 3C \qquad K_{forward} = \frac{[C]^3}{[A][B]^2}$$

$$3C \rightleftharpoons A + 2B \qquad K_{reverse} = \frac{[A][B]^2}{[C]^3} = \frac{1}{K_{forward}}$$

If you multiply the coefficients in the equation by a factor, raise the equilibrium constant to the same factor:

$$A + 2B \rightleftharpoons 3C \qquad K = \frac{[C]^3}{[A][B]^2}$$

$$nA + 2nB \rightleftharpoons 3nC$$

$$K' = \frac{[C]^{3n}}{[A]^n[B]^{2n}} = \left(\frac{[C]^3}{[A][B]^2}\right)^n = K^n$$

If you add two or more individual chemical equations to obtain an overall equation, multiply the corresponding equilibrium constants by each other to obtain the overall equilibrium constant

$$A \rightleftharpoons 2B$$

$$2B \rightleftharpoons 3C$$

$$A \rightleftharpoons 3C$$

$K_1 = [B]^2 / [A]$

$K_2 = [C]^3 / [B]^2$

$K_{overall} = K_1 \times K_2 = [C]^3 / [A]$

the Equilibrium Constant and Pressure:

For gaseous reactions, the partial pressure of a particular gas is proportional to **its concentration**.

بالنسبة للتفاعلات الغازية، فإن الضغط الجزئي لغاز معين يتناسب مع تركيزه.

The values of concentration or partial pressure that we substitute into the equilibrium constant expression **(*K*p or *K*c)** are **ratios** of the concentration or pressure to a reference concentration (exactly1 M) or a reference pressure (exactly 1 atm).

Example:

Calculate ***K*c** for the following reaction :

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$$

$[H_2]$ = 0.22M , $[I_2] = 0.22$ M ,, $[HI]$ = 1.56 M

***K*c** = $\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$ = $\frac{\mathbf{1.56^2}}{\mathbf{0.22*0.22}}$ **= 50.28** ***K*c** $\gg$ **1 forward is favored**

Many chemical reactions involve pure solids or pure liquids as reactants or products.

2 CO(*g*) $\rightleftharpoons$ $CO_2(g)$ + C(*s*)

In equilibrium the concentration of solid isn't change (also pure liquid) so equilibrium constant doesn't imply the concentration of pure solid or liquid

$K_c = \frac{[CO_2][C]}{[CO]^2}$ (incorrect) $K_c = \frac{[CO_2]}{[CO]^2}$ (correct)

2- $CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$

$$K_c = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

3- $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_s + CO_{2(g)}$ $K_c = [CO_2]$

4- $2NOCl_g \rightleftharpoons 2NO_g + Cl_{2(g)}$

$[NOCl]$ = 1.34M , $[NO]$ = 0.66 M , $[Cl_{2(g)}]$ = 0.33

$K_c = \frac{[NO]^2\ [Cl_{2(g)}]}{[NOCl]^2} = \frac{0.66^2\ \ (0.33)}{1.34^2}$ = 0.08

Backward direction left

$$2\,CO(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + C(s)$$

$$K_c = \frac{[CO_2][C]}{[CO]^2} \quad \text{(incorrect)}$$

The concentration of a solid does not change ,because a solid does NOT expand to fill its container. A solid's concentration ,there for e, depends only on its density ,which is constant.
The correct equilibrium expression is:

$$K_c = \frac{[CO_2]}{[CO]^2} \quad \text{(correct)}$$

Similarly ,the concentration of a pure liquid does not change .So ,pure liquids are also excluded from the equilibrium expression.

Example:

What is the equilibrium expression K_c for the following reaction?

$$CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

Answer:

Since H_2O is pure liquid, it is omitted from the equilibrium expression:

$$K_c = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

Example:

What is the equilibrium expression K_c for the following reaction?

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$$

Answer:

Since $CaCO_3(s)$ and CaO(s) are both solids, you omit them from the equilibrium expression:

$$K_c = [CO_2]$$

Write the correct expression for the equilibrium constant K_{eq} for each chemical equation:

1) $C(s) + 2\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g)$
2) $N_2(g) + O_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2\,NOBr(g).$
3) $2\,NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$
4) $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^{-}(aq) + OH^{-}(aq)$
5) $2\,KClO_3(s) \rightleftharpoons 2\,KCl(s) + 3\,O_2(g)$
6) $HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^{+}(aq) + F^{-}(aq)$
7) $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^{+}(aq) + OH^{-}(aq)$
8) $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$

Lechatliers principle : مبدأ لوشاتيلية

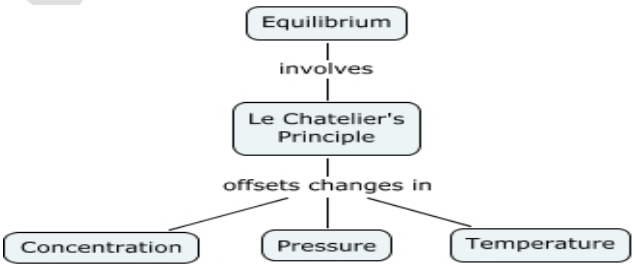
When a chemical system at equilibrium is disturbed (changed) the system shifted in a direction that minimizes that disturbance so the system tends to maintain the equilibrium state

ذا أثر مؤثر ماعلى تفاعل في حالة الاتزان فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقلل فيه من فعل هذا المؤثر

In other words ,a system at equilibrium tends to maintain equilibrium , it bounces back when disturbed: "Restoring Balance" (استعادة الاتزان) بعبارة اخرى النظام المتزن يميل للحفاظ على الاتزان

Factors that disturb the system at equilibrium : العوامل المؤثرة على نظام متزن

1- Change the concentration of reactance or product التغير في تركيز المواد المتفاعلة والناتجة
2- Change the volume (or pressure التغير في الحجم او الضغط)
3- Changing the temperature التغير في درجه الحرارة



Equilibrium and concentration change : التوازن والتغير في التركيز

اولا عندما يكون لدينا نظام متزن واثر بمؤثر وهو زيادة تركيز المواد المتفاعلة فان النظام سوف يزاح الي النواتج ويزيد تركيزها ويقل تركيز المواد المتفاعلة

Changing the concentration of reactant or product will disturb the Equilibrium state .

Reaction quotient :

The reaction quotient (Q) measures the relative amounts of products and reactants present during a reaction at a particular point in time

* The main difference between **K** and **Q** is that K describes a reaction that is at equilibrium, where describes a reaction that is not at equilibrium

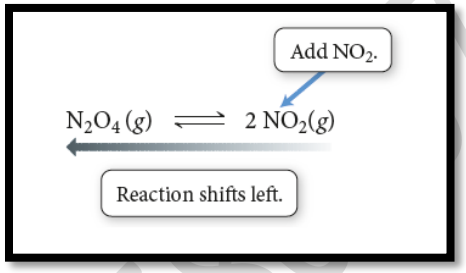
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$Q_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \qquad K_{eq} = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

Products

Reactants

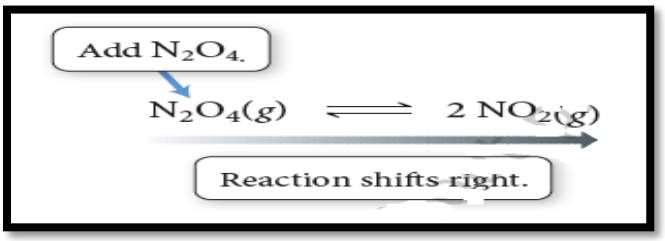
$N_2O_4(g)$ ⇌ **$2\,NO_2(g)$**



The reaction shifts to the left because the value of Q changes as follows:

- Before addition of NO_2: $Q = K$.
- Immediately after addition of NO_2: $Q > K$.
- Reaction shifts to left to reestablish equilibrium.

عند زيادة تركيز المواد الناتجة يزاح التفاعل الي جهة اليسار فيزيد تركيز المواد المتفاعلة ويقل تركيز المواد الناتجة الي ان يصل الي حاله الاتزان



في حالة زيادة المواد المتفاعلة يزاح التفاعل الي جهه اليمين فيزيد تركيز المواد الناتجة ويقل تركيز المواد المتفاعلة الي ان يصل حاله الاتزان

The reaction shifts to the right because the value of Q changes as follows:

- Before addition of N_2O_4: $Q = K$.
- Immediately after addition of N_2O_4: $Q < K$.
- Reaction shifts to right to reestablish equilibrium.

ملاحظة جدا مهم :

Important Note: adding or removing solid (s) or pure liquid (l) substances does not affect the equilibrium position – Because their concentrations are not changed.

Example: $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ عند اضافة او ازلة مادة صلبة او سائلة لن يؤثر على الاتزان لان تراكيزهم ثابتة

In this reaction, increasing or decreasing $CaCO_3$ or (CaO) will not cause any change to the equilibrium. في هذا التفاعل عند زيادة المواد المتفاعلة او تقليلها لن يؤثر على الاتزان

Practice: In the following reaction, what would be the effect of adding more H_2O?

$$4\ HCl(aq) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ H_2O(l) + 2\ Cl_2(g)$$

2-The Effect of a Volume (or Pressure) Change on Equilibrium تأثير الحجم او الضغط على النظام المتزن

عند زياده الضغط او يقل الحجم فان التفاعل يزاح الي جهة عدد المولات الاقل (الغازية)

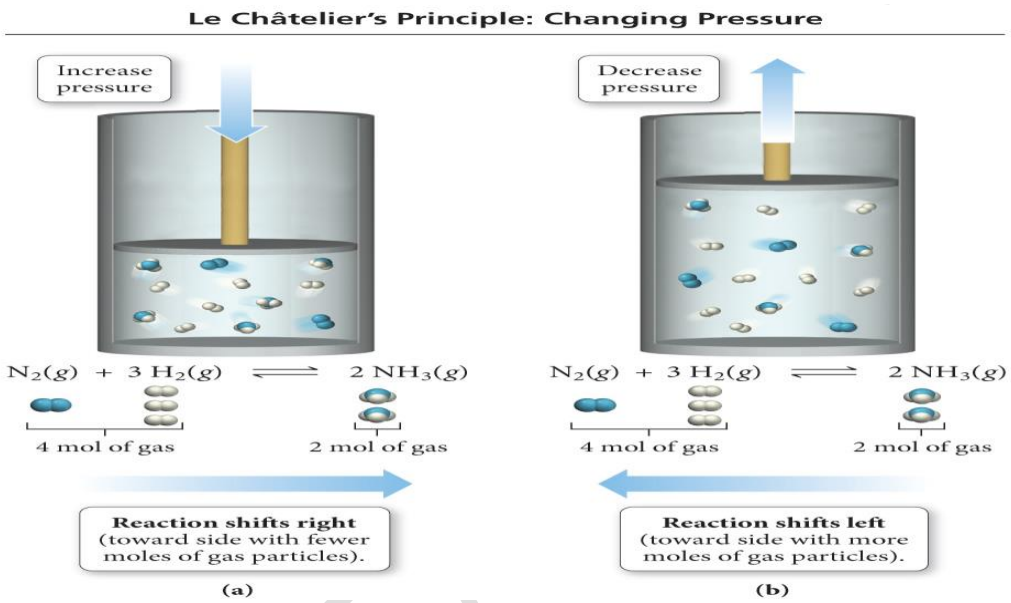
وعند تقليل الضغط او زياده الحجم يتجه التفاعل ناحية عدد المولات الاكثر

An increase in pressure or a decrease in volume will cause the system to shift to the side with the FEWEST gas moles

A decrease in pressure or a increase in volume will cause the system to shift to the side with the MOST gas moles

✓ **Notice that**, changing pressure or volume **does NOT affect** the equilibrium in reactions with no gases included (either in reactants, products, or in both) – **because only gases are compressible.**

التغير في الضغط او الحجم لن يؤثر على الاتزان في حالة عدم وجود مادة غازية ... لان الغاز هو الذي يكون قابل للضغط



Example :

2HBr $\rightleftharpoons$ $H_{2(g)} + Br_{2(g)}$

For the reaction with equal number of gaseous mole on both sides changing the pressure will not cause shifting of the reaction in any direction هنا في هذا التفاعل نجد عدد المولات للمواد المتفاعلة يساوي عدد المولات للمواد الناتجة فان التغير في الضغط لن يسبب ازاحه في اي من الجهتين

Equilibrium and temperature change : التوازن والتغير في درجه الحرارة

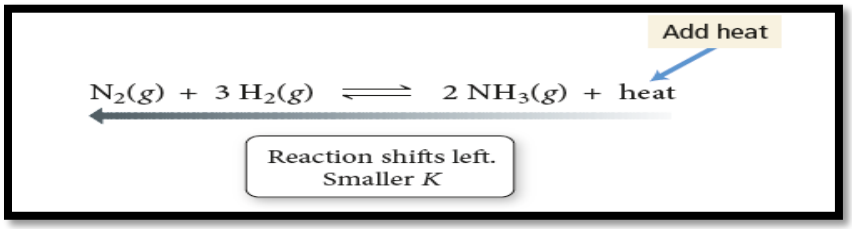
بشكل عام عند تأثير درجه حراره على نظام متزن فان التغير يتبع نفس التغير في التركيز ولكن ثابت الاتزان في التغير في درجه الحرارة يتأثر بعكس التغير في التركيز والضغط يبقى ثابت اي ان عند زياده درجه الحرارة على المواد المتفاعلة يزاح التفاعل الي جهة النواتج والعكس صحيح

Type of thermal reaction :

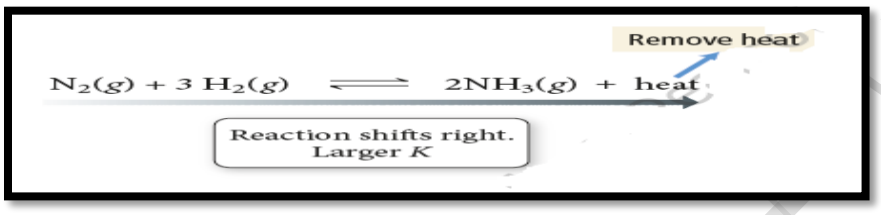
1- Exothermic ΔH = - Ve طاردة للحرارة
A + B → c + D + heat (product)

Thus adding heat (product) will shift the reaction to left smaller K

e.g.



عند ازالة الحرارة او نقص في درجه الحرارة سوف يزاح التفاعل ناحيه النواتج وتصبح كمية الامونيا اكبر و ثابت الاتزان اكبر



2- Endothermic ΔH = + Ve ماصة للحرارة

A+B + reactant → C +D

Thus adding heat (as reactant) will shift the reaction to right (large K)

عند زيادة درجه الحرارة يزاح التفاعل الي النواتج وبالتالي تزيد قيمة K

$N_{2(g)}$ + $O_{2(g)}$ + heat → 2NO

عند ازاله الحرارة او نقص في درجه الحرارة سوف يزاح التفاعل جهة المتفاعلات وتقل قيمة ثابت الاتزان

K the Equilibrium constant

0580957642

Answer the following questions:

1. Consider the reaction at equilibrium: $2\ KClO_3(s) \rightleftharpoons 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$

Predict whether the reaction will shift left, shift right, or remain unchanged upon each disturbance.

a. O_2 is removed **b.** KCl is added **c.** $KClO_3$ is added **d.** O_2 is added

2. This reaction is endothermic. $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2\ CO(g)$

Predict the effect (shift right, shift left, or no effect) of increasing and decreasing the reaction temperature.

3. Each reaction is allowed to come to equilibrium and then the volume is changed as indicated.

Predict the effect

a. $I_2(g) \rightleftharpoons 2\ I(g)$ (volume is increased)
b. $2\ H_2S(g) \rightleftharpoons 2\ H_2(g) + S_2(g)$ (volume is decreased)
c. $I_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\ ICl(g)$ (volume is decreased)

4. Consider the reaction at equilibrium:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) + \text{heat}$$

Predict whether the reaction will shift left, shift right, or remain unchanged upon each disturbance.

a. adding N_2 b. decreasing H_2 c. increasing volume
d. increasing pressure e. cooling down f. heating up

Nature of acids and bases: تفاعلات التعادل الكيميائي

When an acid reacts with base the reaction is called neutralization

عند تفاعل الحمض مع القاعدة يسمى التعادل

Acids الحمض	**Bases القاعدة**
General properties	General properties
1- Sour taste **2- React with "active" metals** **e.g., Al, Zn, Fe, but not Cu, Ag, or Au** **3- Corrosive تأكل** **4- React with carbonates, producing CO_2** **Marble, baking soda, chalk, limestone** **$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$** **Blue litmus turns red.** **React with bases to form ionic salts** **Neutralization**	1- **Also known as alkalis** 2- **Taste bitter** – **Alkaloids = plant product that is alkaline** • **often poisonous سام** • **Solutions feel slippery to touch. ملمسه لزج** – **Gelatinous texture** – **Red litmus turns blue.** 3- **React with acids to form ionic salts** – **Neutralization**

Table 5.1: Some Common Acids

Name	Occurrence/Uses
Hydrochloric acid (HCl)	Metal cleaning; main component of **stomach acid** حمض المعدة
Sulfuric acid (H_2SO_4)	Fertilizer; dye and glue; automobile **batteries** بطاريات
Nitric acid (HNO_3)	Fertilizer; **dye** and glue manufacturing الغراء
Hydrofluoric acid (HF)	Metal cleaning; **glass frosting** تنظيف المعادن؛ زجاج صقيع
Phosphoric acid (H_3PO_4)	Fertilizer manufacturing, biological buffers, **preservatives** تصنيع الأسمدة، المخازن البيولوجية، المواد الحافظة
Acetic acid (CH_3COOH)	Plastic &|rubber; active component of **vinegar** البلاستيك والمطاط؛ العنصر النشط
Citric acid [$C_3H_5O(COOH)_3$]	Present in **citrus food** such as lemon and limes تقدم في الحمضيات الغذائية مثل الليمون والليمون
Carbonic acid (H_2CO_3)	Found in carbonated **beverage** موجود المشروبات الغازية

Table 5.2 Some Common Bases

Name	Occurrence/Uses
Sodium hydroxide ($NaOH$)	**Soap** and **plastic** manufacturing
Potassium hydroxide (KOH)	Cotton processing, **soap** production, **batteries**
Sodium bicarbonate ($NaHCO_3$)	Antacid, ingredient of **baking soda**
Sodium carbonate (Na_2CO_3)	Manufacturing of **glass and soap**, water softener
Ammonia (NH_3)	Detergent, **fertilizer** & **fiber** production

three different definitions of acids and bases:

يوجد 3 تعاريف للأحماض والقواعد

1-Arrhenius Definitions of Acids and Bases

2- The Brønsted-Lowry definition
3- The Lewis definition

Arrhenius Definitions of Acids and Bases

Acids substance that produce H^+ ions in aqueous solution

تنتج ايونات البروتون او كاتيون الهيدرنيوم في محلول مائي

$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

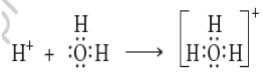
$CH_3CO_2H(aq) \rightarrow H^+(aq) + CH_3CO_2^-(aq)$

حمض الخل او الاسيتيك يفكك في الماء ليعطي ايون الهيدروجين

In aqueous solutions ,**H+** ion attaches it self to **H2O** to form **H3O+** or "**hydroniumion"**

$$HCl(aq) + H_2O(l) \longrightarrow \mathbf{H_3O^+}(aq) + Cl^-(aq)$$

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \longrightarrow HSO_4^-(aq) + \mathbf{H_3O^+}(aq)$$



What is a base?

substance that produce OH^- ions in aqueous solution

قاعدة ارهينوس التي تنتج ايون الهيدروكسيد في محلول مائي

$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(l)$$

But Arrhenius definition doesn't explain **ammonia**

احماض ارهينوس

1- **هي المواد التي تحتوي على البرتون مثل**
HCOOH , HF , HNO_3 , HCl
2- الايون الموجب الذي يحتوي على ايون الهيدروجين
$CH_3NH_3^+$ NH_4^+

قواعد ارهينوس

1- **هي مركبات تحتوي على** OH^- مثل $NaOH$ او $Ba(OH)_2$
2- المركب المتعادل الذي يحتوي على ذرة النتروجين

NH_3 , N_2H_4 , C_5H_5N

3- **الايونات السالبة التي لا تحتوي على بروتون (ايون الهيدروجين)**
F^- , $HCOO^-$, S^{-2}

Neutralization Reaction:

تفاعلات التعادل

Acide + base → ionic salt + water

عند تفاعل حمض مع قاعدة يعطي ملح وماء

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$$

$$2\,HNO_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow 2\,H_2O(l) + Ca(NO_3)_2(aq)$$

$$H_2SO_4(aq) + 2\,KOH(aq) \rightarrow 2\,H_2O(l) + K_2SO_4(aq)$$

Monoprotic Acids الاحماض الاحادية :

Contain only one ioniZable proton H+ هي التي تحتوي على بروتون واحد

سامية النجار 0795376422

For examples :HCl and HNO3 contain only one ionizable proton

امثلة على احماض احادية

Polyprotic Acids احماض متعددة البروتونات:

Contain more than one ionizable proton H+ and release them sequentially
هي التى تحتوي على اكثر من بروتون

For example H_2SO_4 is a **diprotic acid** :contains two ionizable protons H+ its strong in its first ionizable proton

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + HSO_4^-(aq)$$

But weak in its second H+:

$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Phosphoric acid (H3PO4) is a **triprotic acid**: contains three ionizable protons H+. وهي التي تحتوي على 3 بروتونات

TABLE 5.3 Some Common Acids and Bases

Name of Acid	Formula	Name of Base	Formula
Hydrochloric acid	HCl	Sodium hydroxide	NaOH
Hydrobromic acid	HBr	Lithium hydroxide	LiOH
Hydroiodic acid	HI	Potassium hydroxide	KOH
Nitric acid	HNO_3	Calcium hydroxide	$Ca(OH)_2$
Sulfuric acid	H_2SO_4	Barium hydroxide	$Ba(OH)_2$
Perchloric acid	$HClO_4$	Ammonia*	NH_3 (weak base)
Acetic acid	$HC_2H_3O_2$ (weak acid)		
Hydrofluoric acid	HF (weak acid)		

ملاحظات مهمة :

لماذا لا يعتبر غاز الميثان حمض CH_4

ذلك لان ذرة الهيدروجين اذا ارتبط بعنصر ذو سالبيه كهربائية عاليه مثل الهالوجينات وعائلة الاوكسجين يصبح قابل للتأين وينتج البروتون ولكن الهيدروجين مع الكربون رابطة قطبية ضعيفة لا تتأين

Bronsted – lowry definition of acids and bases : تعريف برونشتد و لوري للحمض والقاعدة

Acids are proton (H^+) donor (مانح - فاقد) هي المادة التي تعطي بروتون لمادة اخرى

HCl + H_2 O → H_3O^+ + Cl^-

Acid base

نلاحظ ان البروتون منح الى الماء بالتالي الذي استقبل البروتون هو الماء

Base : are proton (H^+) acceptors هي المادة التي تستقبل البروتون من مادة اخرى

NH_3 + H_2O → N H_4^+ + OH^-

Base acid

نلاحظ الذي منح البروتون هو الماء الى الامونيا بالتالي الماء حمض والامونيا قاعدة

Some substance like water can act as acid or base in some chemical reaction

برونشتد- لوري لم يشترط في الماء فقط بل شمل الحالة الغازية

٣) <u>المواد التي تسلك كحموض وقواعد حسب مفهوم برونستد– لوري</u>

أ - مركبات متعادلة مثل الماء H_2O

ب- ايونات سالبة تحتوي بروتون

$HCrO_4^-$, HCO_3^- , HS^-

: أي من الآتية يسلك كحمض في تفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى حسب مفهوم برونستد ولوري :

ا) CO_3^{2-} ب) H_2S ج) H_2SO_3 د) HCO_3^-

Conjugate Acid-Base Pairs: الازواج المترافقة

consists of two substances related to each other by the transfer of a proton

يتكون من اثنين من المواد المتعلقة بعضها البعض عن طريق نقل البروتون

$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

Base Acid Conjugate acid Conjugate base

HNO_3+ H_2O↔ H_3O^++NO_3^-

Acid base conj acid conj base

(acid + conj base called pair conjugate)

(base conj acid called pair conjugate)

Review 2: Name the acid, base, conjugate acid and base for each reactio

CH_3NH_2 + H_2O ⇌ $CH_3NH_3^+$ + OH^-
base acid conjugate acid conjugate base

H_3PO_4 + H_2O ⇌ H_3O^+ + $H_2PO_4^-$
acid base conjugate acid conjugate base

$HC_2H_3O_2$ + H_2O ⇌ H_3O^+ + $C_2H_3O_2^-$
acid base conjugate acid conjugate base

$CH_3NH_3^+$ + $H_2PO_4^-$ ⇌ H_3PO_4 + CH_3NH_2
acid base conjugate acid conjugate base

EXAMPLE 5.4 Identifying Brønsted–Lowry Acids and Bases and Their Conjugates

Identify the Brønsted–Lowry acid, the Brønsted–Lowry base, the conjugate acid, and the conjugate base in each reaction.

(a) $H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \longrightarrow HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$

(b) $HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$

SOLUTION

(a) Since H_2SO_4 donates a proton to H_2O in this reaction, it is the acid (proton donor). After H_2SO_4 donates the proton, it becomes HSO_4^-, the conjugate base. Since H_2O accepts a proton, it is the base (proton acceptor). After H_2O accepts the proton it becomes H_3O^+, the conjugate acid.

$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \longrightarrow HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$H_2SO_4(aq)$ + $H_2O(l)$ ⟶ $HSO_4^-(aq)$ + $H_3O^+(aq)$
Acid Base Conjugate base Conjugate acid

(b) Since H_2O donates a proton to HCO_3^- in this reaction, it is the acid (proton donor). After H_2O donates the proton, it becomes OH^-, the conjugate base. Since HCO_3^- accepts a proton, it is the base (proton acceptor). After HCO_3^- accepts the proton it becomes H_2CO_3, the conjugate acid.

$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$

$HCO_3^-(aq)$ + $H_2O(l)$ ⇌ $H_2CO_3(aq)$ + $OH^-(aq)$
Base Acid Conjugate acid Conjugate base

Review 2: Name the acid, base, conjugate acid and base for each reactio

CH_3NH_2 + H_2O ⇌ $CH_3NH_3^+$ + OH^-
base acid conjugate acid conjugate base

H_3PO_4 + H_2O ⇌ H_3O^+ + $H_2PO_4^-$
acid base conjugate acid conjugate base

$HC_2H_3O_2$ + H_2O ⇌ H_3O^+ + $C_2H_3O_2^-$
acid base conjugate acid conjugate base

$CH_3NH_3^+$ + $H_2PO_4^-$ ⇌ H_3PO_4 + CH_3NH_2
acid base conjugate acid conjugate base

Acid Strength : قوة الاحماض

A Strong acid :completely ionizes in the solution.

TABLE 5.4 Strong Acids

Hydrochloric acid (HCl)	Nitric acid (HNO_3)
Hydrobromic acid (HBr)	Perchloric acid ($HClO_4$)
Hydriodic acid (HI)	Sulfuric acid (H_2SO_4) (*diprotic*)

Single arrow indicates complete ionization.

$HCl(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$

A Weak acid :partially ionizes in the solution.

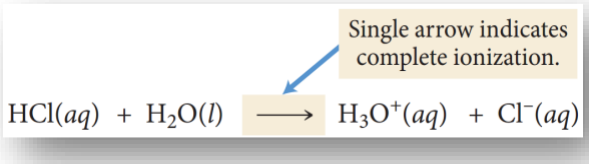
HF is an example of a weak

Equilibrium arrow indicates partial ionization.

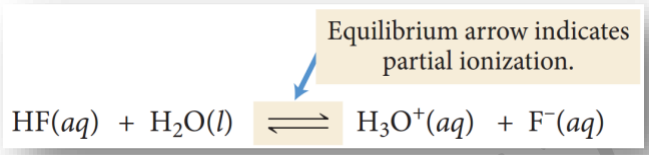
$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$

$$\underset{\text{acid}}{HA(aq)} + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + \underset{\text{conjugate base}}{A^-(aq)}$$

If the attraction between H+ and A-is **weak**, then the reaction favors the **forward** direction and the **acid is strong**. اذا كان التجاذب بين البرتون و العنصر ضعيف فان التفاعل يتجه الى الامام وبالتالي يكون لنا حمض قوي



If the attraction between H+ and A-is **strong** ,then the reaction favors the **reverse** direction and the **acid is weak**. اذا كان التجاذب بين البروتون والعنصر قوي فان التفاعل يتجه بالعكس ويكون حمض ضعيف



➢In general :the **stronger the acid the weaker the conjugate base** and vice versa

TABLE 5.4 Some Weak Acids

Hydrofluoric acid (HF)	Sulfurous acid (H_2SO_3) (*diprotic*)
Acetic acid ($HC_2H_3O_2$)	Carbonic acid (H_2CO_3) (*diprotic*)
Formic acid ($HCHO_2$)	Phosphoric acid (H_3PO_4) (*triprotic*)

Notice that: Although Acetic acid (CH_3COOH) contains 4 hydrogen atoms in its formula, it's a **monoprotic** acid, because only one of the four hydrogens is "ionizable"

1- حمض الاستيك هو حمض الخل يعتبر احادي البروتون مع انه يحتوي على اربع ذرات هيدروجين CH_3CO_2H ذلك لان ذرة الهيدروجين مرتبط بذرة الاوكسجين ذات السالبية الكهربائية العالية مما يجعلها قابلة للتاين وبخلاف ذرات الهيدروجين المرتبطة بالكربون ذات السالبية الضعيفة CH_3CO_2H

PH – scale الاس الهيدروجيني

Is a compact way to specify the acidity of a solution .We define pH as:

هو مقياس درجة الحموضة في المحلول

$$pH = -\log[H^+] \quad \textit{or} \quad pH = -\log[H_3O^+]$$

pH = - log $[H_3\ O^+]$ for acid

example : for solution of $[H_3\ O^+]$ = 10^{-3} M

PH= -log $[H_3\ O^+]$ = - log (10^{-3}) = 3

If $[H_3\ O^+]$ = 2 M ….. PH= -log $[H_3\ O^+]$ = - log (2) = -0.3 the acid very strong

pH < 7.0	Solution is acidic	$[H_3O^+] > [OH^-]$
pH = 7.0	Solution is neutral	$[H_3O^+] = [OH^-]$
pH > 7.0	Solution is basic	$[H_3O^+] < [OH^-]$

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Example:

In a sample of juice at 25 °C, $[H^+] = 4.6 \times 10^{-4}$ *M*. Find $[OH^-]$:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1.0\times10^{-14}}{4.6\times10^{-4}} = 2.17\times10^{-11} M$$

Note that concentrated acid solutions can have **negative** pH:
For example ,if [H3O+]=2M ,the pH is -log(2)=-0.3

POH = -log $[O\ H^-]$ for base

PH and POH relationship

PH+POH= 14

Since :
[H3O+] = [H+]
$[H_3\ O^+] \times [O\ H^-] = 10^{-14}$

Example 5.5: Calculating pH from $[H_3O^+]$ or $[OH^-]$:

Calculate the pH of a solution at 25°C and indicate whether the solution is acidic or basic, if:

(a) $[H_3O^+] = 1.8 \times 10^{-4}$ M.

Solution:

$pH = -\log[H_3O] = -\log(1.8 \times 10^{-4}) = -(-3.74) = 3.74$

Since $pH < 7$, the solution is acidic.

(b) $[OH^-] = 1.3 \times 10^{-2}$ M

Solution:

$pOH = -\log[OH] = -\log(1.3 \times 10^{-2}) = 1.88$

Using $pH + pOH = 14$, we get $pH = 14 - pOH$

Then $(14.0) - (1.88) = 12.12$

Since $pH > 7$, the solution is basic.

EXAMPLE 5.6 Calculating $[H_3O^+]$ from pH

Calculate the H_3O^+ concentration for a solution with a pH of 4.80.

SOLUTION

To find the $[H_3O^+]$ from pH, start with the equation that defines pH. Substitute the given value of pH and then solve for $[H_3O^+]$. Since the given pH value is reported to two decimal places, the $[H_3O^+]$ is written to two significant figures. (Remember that $10^{\log x} = x$. Some calculators use an inv log key to represent this function.)

$$\begin{aligned} pH &= -\log[H_3O^+] \\ 4.80 &= -\log[H_3O^+] \\ -4.80 &= \log[H_3O^+] \\ 10^{-4.80} &= 10^{\log[H_3O^+]} \\ 10^{-4.80} &= [H_3O^+] \\ [H_3O^+] &= 1.6 \times 10^{-5}\ \text{M} \end{aligned}$$

Calculate PH of solution with $[OH^-] = 1.3 * 10^{-2}$?

For base $[OH^-] = -\log [OH^-] = -\log [1.3 * 10^{-2}] = 1.89$

But

PH+POH= 14

pH= 14-POH=14 – 1.89= 12.11 so is base 7 اكبر من

as $[H^+]$ increase PH decrease strong acid

as $[H^+]$ decrease PH increase weak acid

Base Solutions:

A Strong Base is one that completely dissociates in solution

القاعدة القوية هي التي تتأين كليا في المحلول

$$NaOH(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

NaOH , is a strong base:

✓An NaOH solution contains no intact NaOH.it has all dissociated to form Na+(aq) and OH-(aq)

TABLE 5.7 Strong Bases

Lithium hydroxide (LiOH)	Strontium hydroxide $[Sr(OH)_2]$
Sodium hydroxide (NaOH)	Calcium hydroxide $[Ca(OH)_2]$
Potassium hydroxide (KOH)	Barium hydroxide $[Ba(OH)_2]$

Calculate the pH of 0.011 M $Ca(OH)_2$:

$$Ca(OH)_{2(s)} + H_2O \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

- $[OH^-] = 2 \times [Ca(OH)_2] = 2 \times 0.011 M = 0.022\ M$

  pOH $= -\log(0.022) = 1.66$

  pH $= 14.00 - $ **pOH** $= 14.00 - 1.66 =$ **12.34**

- **Calculate $[H^+]$ in the solution?**

  $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-12.34} = 4.6 \times 10^{-13}\ M$

A Weak Base: **الاحماض الضعيفة**

partially ionizes in water. Ammonia, for example, ionizes water as follows:

هي التي تتأين جزئيا في الماء مثل الامونيا تتأين جزئيا بالماء

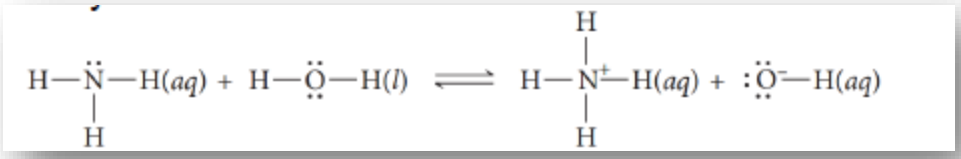
$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

The double arrow above indicates that the ionization is not complete.

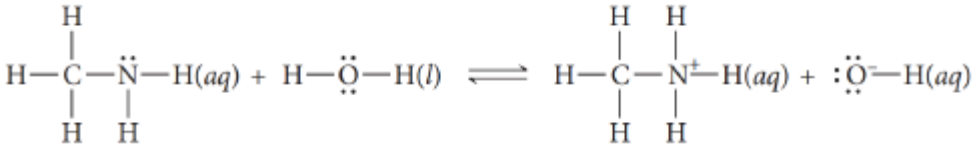
نلاحظ الاسهم الثنائية تعني انه تأين جزئيا

The common element between most of weak bases is a Nitrogen atom with lone pair ,the lone pair accept proton and make the substance a base

من الشائع ان القواعد الضعيفة مكونه من ذرة نيتروجين وذلك لوجود زوج غير مشترك وهو الذي يستقبل البروتون وبالتالي يصبح قاعدة



The reactions for ammonia and methylamine



There are three types of salts

depending on their constituent anions and cations

Acidic salts

Neutral salts

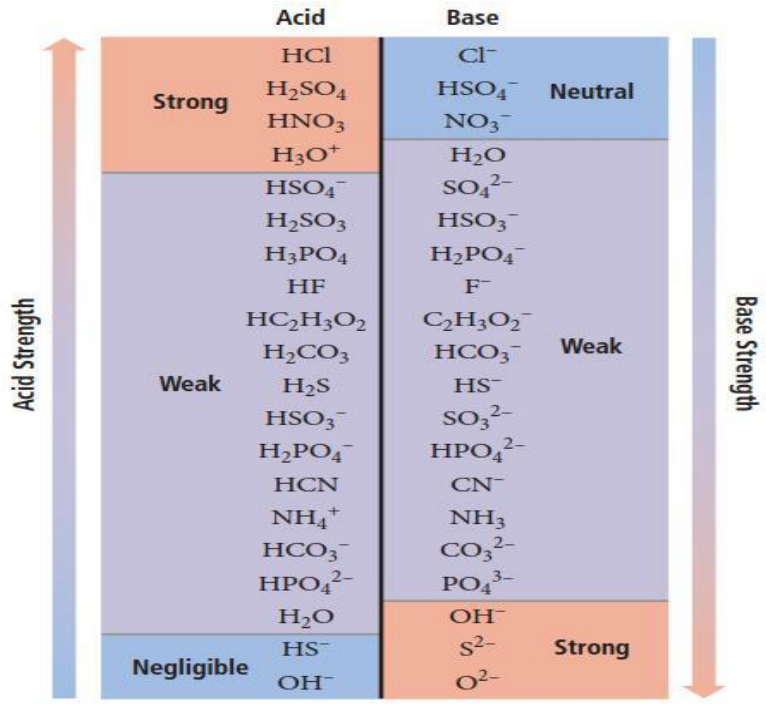
Basic salts

the conjugate base of a **weak acid** is itself a **weak base:**

Weak acid	**Conjugate base** (act as a weak base)
HF	F^-
HNO_2	NO_2^-
CH_3COOH	CH_3COO^-

In general, the conjugate base of **a strong acid** is **pH-neutral**

strong acid	**Conjugate base** (neutral solutions)
HCl	Cl^-
HNO_3	NO_3^-
$HClO_4$	ClO_4^-



Buffers:

المحلول المنظم

Are solutions that contain weak conjugate acids-base pair
It resists drastic changes in its pH when small amount s of strong acids or bases are added to them

هي المحاليل التي تقاوم الاس الهيدروجيني عند اضافه كمية قليلة حامض او قاعدة قوية

Human blood for example is a complex buffered solution that maintain the blood pH at about7.4 دم الانسان مثال على المحلول المنظم وقيمة الاس الهيدروجيني يساوي

Buffers are often prepared by mixing a weak acid or a weak base with a salt of that acid or base وغالبا المحاليل المنظمة عبارة عن خلط الاحماض الضعيفة مع ملح

Examples:

- CH_3COOH and CH_3COONa (weak acid + its salt)
- HF and NaF (weak acid + its salt)
- NH_3 and NH_4Cl (weak base + its salt)

سامية النجار 0595795642

Lewis acid : an atom ,ion ,or molecule that an electron pair acceptor

عبارة عن ذرة او ايون او جزئ متقبل لزوج الكترون

Lewis base : an atom ,ion ,or molecule that an electron pair donor

عبارة عن ذرة او ايون او جزئ مانح لزوج الكترون

احماض لويس هي

1- **جزئ متعادل لم يطبق القاعدة الثمانية**
2- **الايونات الموجبة**
3- **جزئ به رابطه ثنائية بين ذرتين مختلفتين بالساليبية الكهربائية**

حموض لويس هي:

١) الايونات الموجبة للفلزات وخاصة الفلزات الانتقالية تسلك حمض لويس ، لأنها قادرة على استقبال زوج من الالكترونات بسبب وجود فلك فارغ فيها

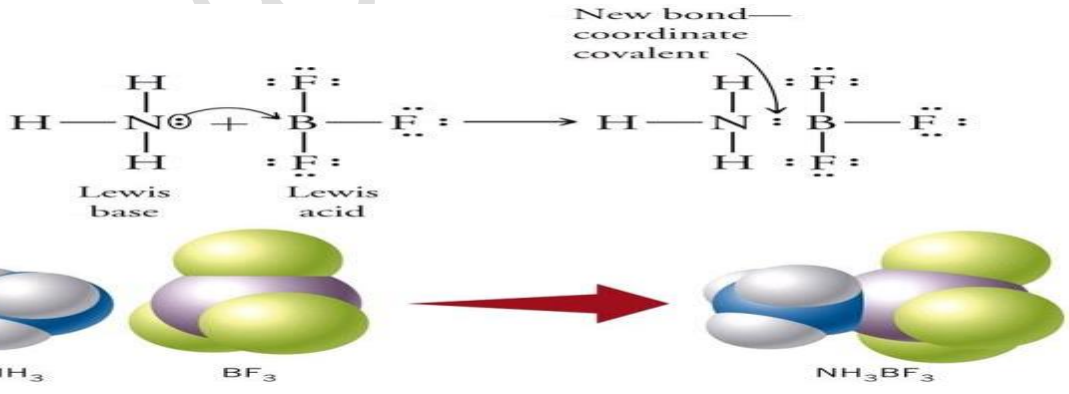
مثل : Ag^{+} , Ni^{+2} , Pd^{+2} , Zn^{+2} , Cu^{+2} , Co^{+2} , Pt^{+2}
Cd^{+2} ، Mn^{2+} ، Fe^{3+}

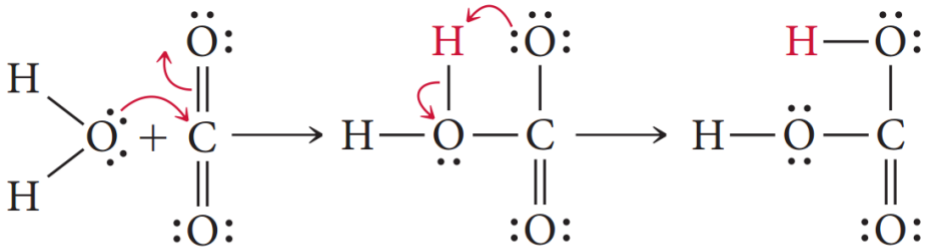
٢) مركبات B وBe تعتبر حموض لويس
مثال: $B(OH)_3$ ، BF_3 ، BCl_3 ، BH_3 ، $Be(OH)_2$ ، BeF_2 ،$BeCl_2$ ، BeH_2
لأنها تمتلك فلك فارغ قادر على استقبال زوج من الالكترونات

قواعد لويس هي:

١) الايونات السالبة تعتبر قواعد لويس لأنها قادرة على منح زوج من الالكترونات
مثال OH^{-} , F^{-} , Cl^{-} , I^{-} , Br^{-} , $^{-}OCH_3$, CN^{-}

٢) يوجد مركبات تسلك قواعد لويس مثل :
PCl_3 , PF_3 , PH_3 , NCl_3 , NF_3 , NH_3

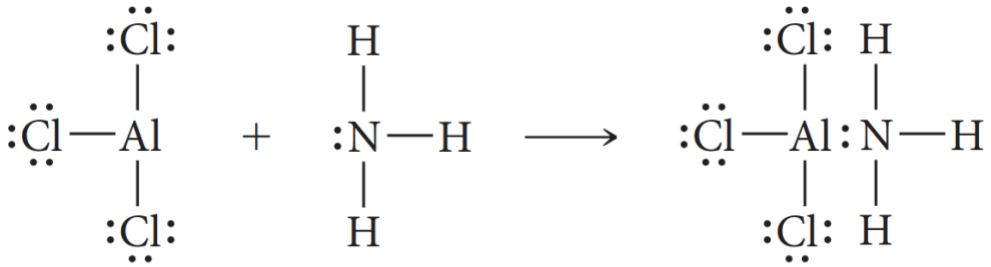




Water
Lewis base

Carbon dioxide
Lewis acid

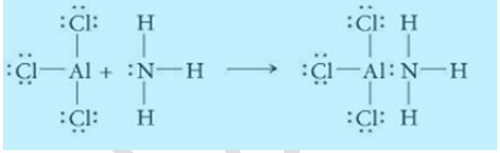
Carbonic acid



Lewis acid

Lewis base

$$\underset{\text{Lewis acid}}{BF_3} + \underset{\text{Lewis base}}{:NH_3} \longrightarrow \underset{\text{adduct}}{F_3B{:}NH_3}$$



Answer the following questions:

1. For each strong base solution, determine $[OH^-]$, $[H_3O^+]$, pH, and pOH
   a. 0.15 M NaOH **b.** 1.5×10^{-3} M $Ca(OH)_2$
   c. 4.8×10^{-4} M $Sr(OH)_2$ **d.** 8.7×10^{-5} M KOH
2. Determine the $[OH^-]$, pH, and pOH of a 0.15 M ammonia solution.
3. For each reaction, identify the Brønsted–Lowry acid, the Brønsted–Lowry base, the conjugate acid, and the conjugate base.
   a. $H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HCO_3^-(aq)$
   b. $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
   c. $HNO_3(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$
4. Write the formula for the conjugate base of each acid.
   a. HCl **b.** H_2SO_3 **c.** $HCHO_2$ **d.** HF
5. Determine the $[OH^-]$ and pH of a solution that is 0.140 M in F^-.
6. Classify each species as either a Lewis acid or a Lewis base.
   a. Fe^{3+} **b.** BH_3 **c.** NH_3 **d.** F^-

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^-

* و الحموض إما أن تكون :-

أ) حموض قوية : تتأين كلياً في الماء إلى أيونات سالبة وموجبة وعند كتابة معادلة التأين يكتب السهم في اتجاه واحد . وموصلة جيدة للتيار الكهربائي

$$HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + ClO_4^-$$

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$$

- و الحموض القوية هي :

HCl	HNO_3	H_2SO_4
حمض الهيدروكلوريك	حمض النتريك	حمض الكبريتيك
$HClO_4$	HBr	HI

ب) حموض ضعيفة : تتأين جزئياً إلى أيونات وعند كتابة معادلة التأين يكتب السهم في اتجاهين وتوصيلها للتيار الكهربائي ضعيف .

مثال تفكك كل من حمض الإيثانويك وحمض الهيدروفلوريك

$$CH_3COOH \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} CH_3COO^- + H^+$$

$$HF \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + F^-$$

سامية الأنجار 0580957642

سامية النجار 0580957642