الجامعة السورية الخاصة
كلية هندسة البترول

الجامعة السورية الخاصة
SYRIAN PRIVATE UNIVERSITY

الكيمياء العامة واللاعضوية

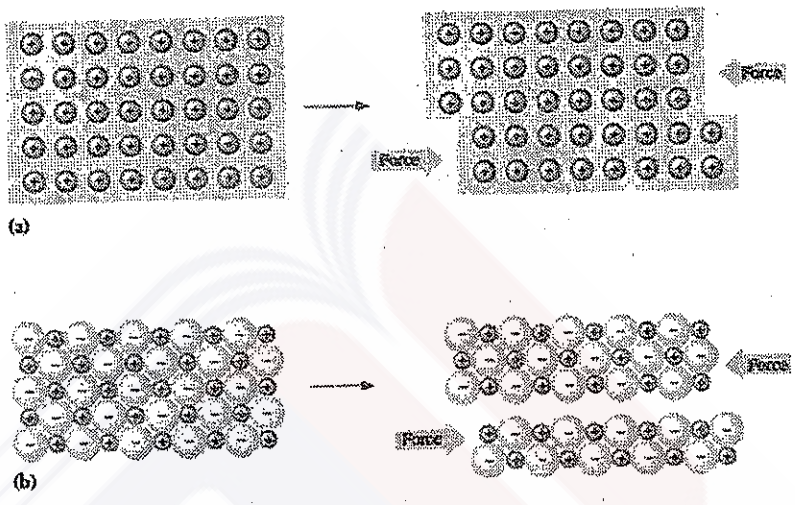
الدكتور: جليل ضمد غليم

العام الدراسي 2017-2018

المحاضرة (7)

2019-2018

- المعادن أقل قساوة وقابلة للطرائق والتصفيح والسحب بالمقارنة مع المواد التي تتبلور في شبكة شاردية، ويعود ذلك إلى التشوه المرن (العكوس) في البلورة المعدنية، أما في البلورة الشاردية فيكون تشوهاً غير مرن، كما هو موضح في الشكل (4-18) الآتي:



الشكل (4-18) التشوه في البلورة المعدنية (a) والبلورة الشاردية (b)

4-2-6-6- أنواع المواد الصلبة البلورية:

Types of Crystalline Solids

1- **البلورات الشاردية:** تتشكل من انتظام الشوارد الموجبة والشوارد السالبة في أحد الأشكال البلورية السابقة. والتجاذب بين الأيونات ينتج عنه طاقة عالية تسمى بحرارة التبلور وعكسها الطاقة اللازمة لتحطيم البلورة إلى أيوناتها تدعى الطاقة الشبكية البلورية. مثل: NaCl و KBr

2- **البلورات المشتركة:** ترتبط الذرات بروابط مشتركة، مثل الماس والغرافيت والكوارتز(المجموعة الرئيسة IVA).

3- **البلورات الجزيئية:** وهي الجزيئات التي تشغل نقاط الشبكة البلورية، تربطها روابط فيزيائية من نوع ڤاندرڤالس كما في جزيئات اليود في الحالة الصلبة أو روابط هيدروجينية كما في الماء.

4- **البلورات المعدنية** (راجع الرابطة المعدنية).

SPU
الجامعة السورية الخاصة
SYRIAN PRIVATE UNIVERSITY

6-8-1- ثابت التوازن الكيميائي وقانون فعل الكتلة:

Chemical Equilibrium Constant and Law of Mass Action

- ثابت التوازن: وهو مقدار ثابت يعبر عن حالة التوازن التي تصل إليها مجموعة من المواد المتفاعلة عكسياً عندما تتساوى سرعة التفاعلين العكسيين، ليكن لدينا التفاعل العام:

$$a\,A_{(g)} + b\,B_{(g)} \longrightarrow c\,C_{(g)} + d\,D_{(g)}$$

بفرض أن التفاعلين العكسيين يحدثان في خطوة واحدة.

سرعة التفاعل الأمامي r_1:

$$r_1 = K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

وسرعة التفاعل العكسي r_2:

$$r_2 = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

وعند حالة التوازن فإن سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل العكسي

$$r_1 = K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = r_2 = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$K = \frac{K_1}{K_1} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

وهذا ما يعرف بقانون فعل الكتلة وثابت التوازن K. وعند استخدام التركيز يكون ثابت التوازن K_c. أما عند استخدام واحدات الضغط فيكون ثابت التوازن K_p

أمثلة: اكتب قانون ثابت التوازن للتفاعلات الآتية:

1) $2NOCl_{(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)} + Cl_{2\,(g)}$

$$K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [Cl_2]}{[NOCl]^2} \quad , \quad K_p = \frac{P^2_{(NO)} \cdot P_{(CL_2)}}{P^2_{(NOCl)}}$$

2) $CaCO_{3\,(S)} \rightleftarrows CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}$

$$K_c = [CO_2] \quad , \quad K_p = P_{(CO)_2}$$

- العلاقة بين K_c و K_p :

مثال(6-7):-استنتج العلاقة بين K_c و K_p للتفاعل الآتي:

$$CH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \rightleftarrows CO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

بتطبيق قانون فعل الكتلة:

$$K_c = \frac{[CO_2].[H_2O]^2}{[CH_4].[O_2]^2} \qquad , \qquad K_p = \frac{P_{[CO_2]}.P^2_{[H_2O]}}{P_{[CH_4]}.P^2_{[O_2]}}$$

من المعادلة العامة للغازات:

$$PV = nRT$$
$$C = \frac{n}{V}$$
$$\Longrightarrow P = CRT$$

نعوض في علاقة K_p فنجد أن:

$$K_p = \frac{[CO_2]\,RT.[H_2O]^2\,R^2T^2}{[CH_4]\,RT.[O_2]^2\,R^2T^2} = \frac{[CO_2].[H_2O]^2}{[CH_4].[O_2]^2} = K_c$$

$$\Longrightarrow K_p = K_c$$

مثال(6-8): $4NO_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2N_2O_{5\,(g)}$

بالخطوات نفسها في المثال 1 نجد أن:

$$K_p = K_c\,(RT)^{3-}$$

حيث أن $(\Delta n = -3)$

$(\Delta n$ = مجموع عدد مولات المواد الناتجة − مجموع عدد مولات المواد المتفاعلة$)$

ويمكن إيجاد العلاقة بين K_c و K_p بالقانون الآتي:

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n}$$

مثال(6-9): حُسب التفاعل الآتي: $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2\,(g)} + H_{2\,(g)}$

إذا علمت أن قيمة K_c تساوي 4 عند الدرجة 50°C احسب K_p عند الدرجة نفسها؟

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n}$$
$$\Delta n = 2-2 = 0$$
$$K_p = K_c\,(RT)^0 = 4(RT)^0 = 4$$

مثال(6-10): $N_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)}$

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n}$$
$$K_p = K_c\,(RT)^{-2}$$
$$\Delta n = 2-4 = -2$$
$$K_p = \frac{K_c}{R^2T^2}$$

الفصل السابع

المحاليل و التوازن الشاردي فيها

7-1- مقدمة Introduction:

عندما تذوب بعض المواد في المحلات المناسبة تتشكل محاليل لها القدرة على نقل التيار الكهربائي، وذلك بسبب تفكك المادة المذابة إلى جسيمات مشحونة أطلق عليها أرينيوس اسم الشوارد ions. وتدعى الجسيمات المشحونة بشحنات موجبة بالشوارد الموجبة (كاتيونات) cations أما السالبة فتدعى بالشوارد السالبة (أنيونات) anions. تسمى المادة التي تتفكك إلى شوارد بالمادة الكهرليتية والمحلول يدعى بالمحلول الكهرليتي، من أهم المواد الكهرليتية الحموض، الأسس والأملاح.

7-2- الكهرليتات Electrolytes: وتقسم إلى:

- **الكهرليتات القوية strong electrolytes:** وهي المواد التي تتشرد بشكل كلي في الماء، مثل: NaCl ، NaOH

$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- **الكهرليتات الضعيفة weak electrolytes :** وهي المركبات التي تذوب في الماء و لكنها تتشرد جزئياً مثل: NH_3 و CH_3COOH

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

7-3- الحموض والأسس Acids and bases: وتُعرّف وفق النظريات الآتية:

- **نظرية أرينيوس Arrhenius:**

الحمض مركب هيدروجيني يعطي البروتون H^+ عندما يتشرد في المحاليل المائية.

الأساس مركب هيدروكسيدي يعطي هيدروكسيد عندما يتشرد في المحاليل المائية.

أمثلة:

$$HCl + H_2O \rightleftarrows H_3^+O + Cl^-$$

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

من عيوبها أنها لا تصلح إلا في المحاليل المائية، لا يوجد في المحاليل شوارد H^+ بل شوارد H_3^+O وهيدراتها.

- **نظرية برونشتد Bronsted:**

الحمض هو مادة (جزيء أو شاردة) تعطي H^+ في المحاليل المائية وغير المائية.

الأساس هو مادة (جزيء أو شاردة) تقبل H^+ في المحاليل المائية وغير المائية.

$$HA \rightleftarrows H^+ + A^-$$

$$HCN \rightleftarrows H^+ + CN^- \qquad B + H^+ \rightleftarrows BH^+$$

وبالتالي يصبح التفاعل الإجمالي للحمض والأساس وفق نظرية برونشتد كما يأتي:

$$HA + B \rightleftarrows BH^+ + A^-$$

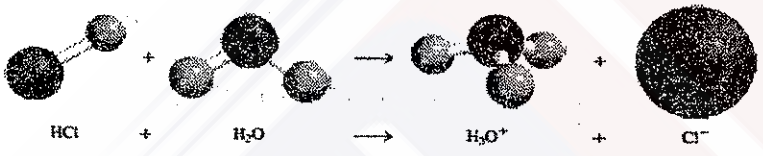
أساس(2) حمض(2) أساس(1) حمض(1)

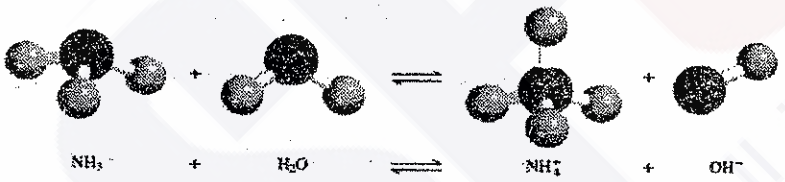
حيث حمض(2) وأساس(2) أضعف من حمض(1) وأساس(1)

$$H_3PO_4 + H_2O \rightleftarrows H_3^+O + H_2PO_4^-$$

وبالتالي يمكن القول بأن لكل حمض أساساً مرافقاً والعكس صحيح.

أمثلة:





- **نظرية لويس Lewis:**

الحمض هو مادة لديها ميل لاكتساب زوج من الإلكترونات لتشكيل رابطة مشتركة.

الأساس هو مادة لديها زوج الكتروني حر يمكنها منحه لتشكيل رابطة مشتركة.

أمثلة:

$$BF_3 + |NH_3 \rightleftarrows BF_3 \rightarrow NH_3$$

$$AlCl_3 + Cl^- \rightleftarrows (AlCl_4)^-$$

$$H^+ + |NH_3 \rightleftarrows NH_4^+$$

إن أسس لويس تطابق أسس برونشتد، ويمكن فهم تفاعل حمض لويس مع أساس لويس على أنه تفاعل تعادل، مثل تفاعل H^+ مع OH^-.

7-4- الحموض والأسس الضعيفة Weak acids and bases:

وهي تتشرد في الماء لكن بشكل جزئي مثل:

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

في مرحلة التوازن تصبح سرعة التفاعلين(المباشر والعكوس) متساوية.

بشكل عام، لدينا التفاعل للحمض:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

بتطبيق قانون فعل الكتلة يمكن الحصول على ثابت تشرد الحمض الضعيف:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \qquad \ldots\ldots (1)$$

والتركيز المولاري للمواد المختلفة يُؤخذ عند التوازن $[\ ]_{eq}$ ويمكن حساب ثابت قوة الحمض كما يأتي: $PK_a = -\log K_a$

وبالطريقة نفسها بالنسبة للأساس نجد:

$$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

K_b ثابت تشرد الأساس:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \qquad (2)$$

وثابت قوة الأساس: $PK_b = -\log K_b$

يجب الإشارة إلى أن كلاً من K_a و K_b يساوي ثابت التوازن لتفاعل التفكك مضروباً بتركيز الماء (55,56 moL) باعتبار أن تركيز الماء ثابت ما دامت محاليل الأحماض والأسس في الماء محددة.

7-5- تشرد الماء ionization of water: يتشرد الماء وفق المعادلة الآتية:

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3{}^+O + OH^-$$

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

بتطبيق قانون فعل الكتلة نجد أن:

$$K_a = \frac{[H^+]OH^-]}{[H2O]} = 1.8 \times 10^{-16}$$

بما أن كمية الماء المتفككة صغيرة فنفترض أن تركيزه ثابت ويساوي:

$$(1000g/l)/18 = 55.56M\ H_2O$$

$$K\,[H_2O] = 1.8 \times 10^{-16} \times 55.56 = k_w = [H^+]\,.[OH^-]$$

$$\Rightarrow K_w = [H^+]\,.[OH^-] = 10^{-14}$$

وهو ثابت تشرد الماء (الجداء الشاردي). وحيث إن تركيز شوارد الهيدروجين يساوي تركيز شوارد الهيدروكسيد في الماء:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{Kw} = 10^{-7}\ M$$

ويمكن إيجاد ثابت قوة تشرد الماء كما يأتي:

$$PK_w = -\log K_w = 14$$

7-6- حمض- أساس مرافق والعلاقة بين ثوابتيهما:

يملك كل من الأساس المرافق A^- والحمض المرافق BH^+ في التفاعلات السابقة، خصائص أساسية وحمضية (على التوالي) جيدة حسب تعريف برونشتد للحمض والأساس، تبعاً للتفاعلات:

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$$

ثابت تشرد A^-:

$$K_{b'} = \frac{[HA][OH^-]}{[A-]} \quad \ldots\ldots (3)$$

$$BH^+ + H_2O \rightleftharpoons B + H_3^+O$$

ثابت تشرد الحمض المرافق BH^+:

$$K_{a'} = \frac{[B][H_3^+O]}{[BH^+]} \quad \ldots\ldots (4)$$

يمكن استنتاجهما من قيم K_a و K_b للحمض والأساس الأصليين وذلك بضرب العلاقتين (1) و (3):

$$K_a \cdot K_{b'} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \cdot \frac{[HA][OH^-]}{[A-]}$$

$$K_a \cdot K_{b'} = [H^+] \cdot [OH^-] = K_w$$

$$K_{b'} = \frac{K_w}{K_a} \quad \ldots\ldots (5)$$

وبالطريقة نفسها يمكن استنتاج أن:

$$K_{a'} = \frac{K_w}{K_b} \quad \ldots\ldots (6)$$

$$K_a \cdot K_{b'} = K_w = 10^{-14}$$

$$K_b \cdot K_{a'} = K_w = 10^{-14}$$

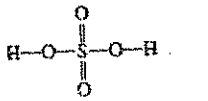
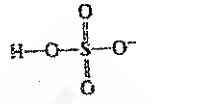
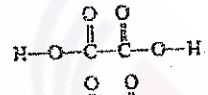
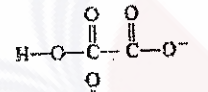
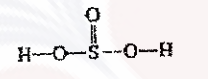
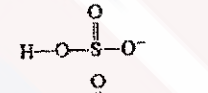
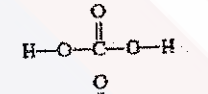
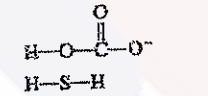
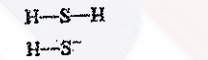
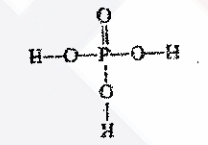
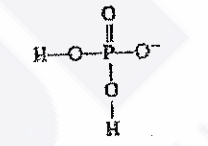
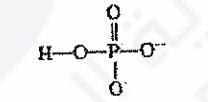
بأخذ لوغاريتم الطرفين:

$$PK_a + PK_{b'} = PK_w = 14 \quad \ldots\ldots (7)$$

$$PK_b + PK_{a'} = PK_w = 14$$

وتسمح لنا هذه العلاقة بحساب $Pk_{b'}$ لأساس مرافق عند معرفة PK_a للحمض وبالعكس أيضاً. يبين الجدول (7-1) قيم K_a و K_b لبعض الحموض وأسسها المرافقة وذلك في الدرجة 25°C:

الجدول (7-1) قيم K_a و K_b لبعض الحموض وأسسها المرافقة

الحمض	الصيغة	التركيب	K_a	الأساس المرافق	K_b
حمض الكبريت	H_2SO_4		Very large	HSO_4^-	Very small
شاردة كبريتات الهيدروجين	HSO_4^-		1.3×10^{-2}	SO_4^{2-}	7.7×10^{-13}
حمض الأوكساليك	$H_2C_2O_4$		6.5×10^{-2}	$HC_2O_4^-$	1.5×10^{-13}
شاردة أوكسالات الهيدروجين	$HC_2O_4^-$		6.1×10^{-5}	$C_2O_4^{2-}$	1.6×10^{-10}
حمض الكبريتي	H_2SO_3		1.3×10^{-2}	HSO_3^-	7.7×10^{-13}
شاردة كبريتيت الهيدروجين	HSO_3^-		6.3×10^{-8}	SO_3^{2-}	1.6×10^{-7}
حمض الكربون	H_2CO_3		4.2×10^{-7}	HCO_3^-	2.4×10^{-8}
شاردة كربونات الهيدروجين	HCO_3^-		4.8×10^{-11}	CO_3^{2-}	2.1×10^{-4}
حمض كبريت الهيدروجين	H_2S		9.5×10^{-8}	HS^-	1.1×10^{-7}
شاردة كبريتيد الهيدروجين	HS^-		1×10^{-19}	S^{2-}	1×10^{5}
حمض الفوسفور	H_3PO_4		7.5×10^{-3}	$H_2PO_4^-$	1.3×10^{-12}
شاردة فوسفات ثنائي الهيدروجين	$H_2PO_4^-$		6.2×10^{-8}	HPO_4^{2-}	1.6×10^{-7}
شاردة فوسفات الهيدروجين	HPO_4^{2-}		4.8×10^{-13}	PO_4^{3-}	2.1×10^{-2}

يمكن تصنيف الحموض وقوتها اعتماداً على قيم K_a (أو PK_a) كما يأتي:

عندما تكون $K_a > 10^3$ يكون الحمض قوياً جداً

$10^3 > K_a > 10^{-2}$ يكون الحمض قوياً

$10^{-2} > K_a > 10^{-7}$ يكون الحمض ضعيفاً

$K_a < 10^{-7}$ يكون الحمض ضعيفاً جداً

يمكن تحديد اتجاه تفاعل الحمض مع الأساس اعتماداً على قيم PK_a و PK_b، كما

في الأمثلة الآتية:

1)

$$H_3PO_4 + NH_3 \rightleftharpoons HPO_4^- + NH_4^+$$

PK_a	1.96	9.25
K_a	$10^{-1.96}$	$10^{-9.25}$

الحمض H_3PO_4 أقوى من الحمض NH_4^+ لهذا ينزاح التفاعل نحو اليمين.

2)

$$HCl + CN^- \rightleftharpoons Cl^- + HCN$$

PK_a	−6	9,4
K_a	10^6	$10^{-9.4}$

الحمض HCl أقوى من الحمض HCN حيث ينزاح التفاعل نحو اليمين.

3)

$$H_3^+O + OH^- \rightleftharpoons H_2O + H_2O$$

حمض1 أساس 2 أساس 1 حمض2

PK_a	−1.73	15.74
K_a	$10^{1.73}$	$10^{-15.74}$

الحمض 1 أقوى من الحمض 2 لهذا ينزاح التفاعل نحو اليمين.

يبين الجدول الآتي القوة النسبية لأزواج حمض- أساس المرافقة:

الحمض		الأساس المرافق
Acid strength increases ↑	Strong acids: $HClO_4$ (perchloric acid)	ClO_4^- (perchlorate ion)
	Strong acids: HI (hydroiodic acid)	I^- (iodide ion)
	Strong acids: HBr (hydrobromic acid)	Br^- (bromide ion)
	Strong acids: HCl (hydrochloric acid)	Cl^- (chloride ion)
	Strong acids: H_2SO_4 (sulfuric acid)	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)
	Strong acids: HNO_3 (nitric acid)	NO_3^- (nitrate ion)
	H_3O^+ (hydronium ion)	H_2O (water)
	Weak acids: HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)	SO_4^{2-} (sulfate ion)
	Weak acids: HF (hydrofluoric acid)	F^- (fluoride ion)
	Weak acids: HNO_2 (nitrous acid)	NO_2^- (nitrite ion)
	Weak acids: HCOOH (formic acid)	$HCOO^-$ (formate ion)
	Weak acids: CH_3COOH (acetic acid)	CH_3COO^- (acetate ion)
	Weak acids: NH_4^+ (ammonium ion)	NH_3 (ammonia)
	Weak acids: HCN (hydrocyanic acid)	CN^- (cyanide ion)
	Weak acids: H_2O (water)	OH^- (hydroxide ion)
	Weak acids: NH_3 (ammonia)	NH_2^- (amide ion)

Base strength increases ↓

7-7- درجتا تشرد الحمض والأساس:

تُعرّف درجة تشرد الحمض كما يأتي: $\alpha_a = [H_3^+O]/[HR]_0$ 8

حيث $[HR]_0$ تركيز الحمض قبل التشرد (t=0)

أما درجة تشرد الأساس B فتُعرّف كما يأتي: $\alpha_b = [OH^-]/[B]_0$ 9

حيث $[B]_0$ تركيز الأساس قبل التشرد (t=0)

7-8- مفهوم الـ pH: يُعرف بالرقم الهيدروجيني ويساوي اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروجين المولاري في المحلول الممدد:

$pH = -\log[H^+]$ 10

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

بأخذ لوغاريتم الطرفين والضرب بإشارة – نجد أن:

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

$pk_w = pH + pOH$ 11

يأخذ الـ pH القيم ما بين 14-0، يبين الجدول (7-2) قيم الـ pH , $[H^+]$, $[OH^-]$ و pOH:

الجدول (7-2) قيم الـ pH , $[H^+]$, $[OH^-]$ و pOH

pH	$[H^+]$	$[OH^-]$	pOH
0	1	10^{-14}	14
1	0,1	10^{-13}	13
2	0,01	10^{-12}	12
3	10^{-3}	10^{-11}	11
4	10^{-4}	10^{-10}	10
5	10^{-5}	10^{-9}	9
6	10^{-6}	10^{-8}	8
7	10^{-7}	10^{-7}	7
8	10^{-8}	10^{-6}	6
9	10^{-9}	10^{-5}	5
10	10^{-10}	10^{-4}	4
11	10^{-11}	10^{-3}	3
12	10^{-12}	0,01	2
13	10^{-13}	0,1	1
14	10^{-14}	1	0

مثال(7-1):احسب الـpH محلول النشادر في الماء مع العلم أن $[NH_3]$ =0.1moL/L و $[OH^-] = 1.3 \times 10^{-3}$moL/L؟

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

. 0,1moL/L $\qquad$ 1.3×10^{-3}moL/L

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

$$10^{-14} = [H^+] \times 1.3 \times 10^{-3} \Rightarrow [H^+] = 0.77 \times 10^{-11} \text{moL/L}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(0.77 \times 10^{-11}) = 11.12$$

مثال(7-2): احسب الـ pH لمحلول 10^{-8} moL من حمض الكبريت في الماء.

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

$$1moL \qquad 2moL$$

$$10^{-8}\,moL \qquad 2x10^{-8}\,moL$$

يحتوي الماء النقي على $10^{-7}moL$ من H^+ في الليتر، وهي أكبر من $2x10^{-8}$ ولذلك يجب أخذ بروتونات الماء بعين الاعتبار:

$$PH = -\log[H^+] = -\log\{[H^+]_{H2O} + [H^+]_{H2SO4}\}$$

$$= -\log(10^{-7} + 2x10^{-8})$$

$$= -\log(1.2\,x10^{-7}) = -\log 1.2 - \log 10^{-7}$$

$$= -0.0791 + 7 = 6.92$$

مثال(3-7): احسب الـ pH للمحاليل الآتية:

أ- محلول من حمض الكبريت تركيزه 0.1M.

ب- محلول من NaOH تركيزه 0.1M.

ت- محلول من $Ca(OH)_2$ تركيزه 0.001M.

الحل:

أ- $pH = -\log[H^+] = -\log[0.1] = 1$

ب- $[OH^-] = 0.1$ ،

$$pOH = -\log 0.1 = 1$$

$$pH + pOH = 14$$

$$\Rightarrow pH = 14 - 1 = 13$$

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

$$[OH^-] = 2x10^{-3}M$$

$$[H^+].[OH^-] = 10^{-14}$$

$$\Rightarrow [H^+] = 10^{-14}/2\,x10^{-3} = 5\,x10^{-12}M$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 5\,x10^{-12} = 11.3$$

مثال(4-7): أذيب 2.52g من HNO_3 في كمية من الماء ليصبح حجم المحلول 0.5L المطلوب حساب الـ pH المحلول؟ $HNO_3 = 63g/moL$

عدد المولات $= \frac{2,52}{63} = 0.04$ مولاً

$$\text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول}} = \frac{0.04}{0.5} = 0.08M$$

بما أن حمض الآزوت حمض قوي:

$$[H_3^+O] = [HNO_3] = 0{,}08M$$

$$pH = -\log[H^+] = 1.1$$

مثال(5-7): أكمل الجدول الآتي:

المركب	تركيز الحمض	$[H_3^+O]$	$[OH^-]$	pH	pOH
HCl					12.3
HNO_3				0.7	

مثال(6-7): احسب الـ pH محلول KOH تركيزه 0.01M.

$$[OH^-] = [KOH] = 0.01M$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 0.01 = 2$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 12$$

مثال(7-7): رتب المحاليل الآتية حسب قوة الحموضة:

1- محلول من حمض الخل تركيزه 0.05M.

2- محلول تركيز الـ OH^- فيه $[OH^-] = 0{,}5M$.

3- محلول له قيمة pH = 1.2.

4- محلول يمتاز بأن pOH= 5.9.

الترتيب هو 2←4←1←3

مثال(8-7): احسب pH محلول مائي من NaOH يحوي 0.001moL في 500ml من المحلول . الجواب :11.3

7-8-1- حساب درجة الـ pH محاليل الحموض والأسس الضعيفة:

1- درجة الـ **pH** لزوج حمض / أساس مرافق:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3^+O + A^-$$

$$K_a = \frac{[H_3^+O].[A^-]}{[HA]}$$

$$\Rightarrow \log K_a = \log[H_3^+O] + \log[A^-] - \log[HA]$$

بإصلاح العلاقة نحصل على:

$$pH = pK_a + \log [A^-]/[HA] \quad \ldots\ldots (12)$$

2- درجة الـ **pH** لحموض ضعيفة من أجل تركيز $C<\approx 0{,}05 mol/L$

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3^+O + A^-$$

				قبل التشرد
t=0	C_0	0	0	
				حالة التوازن
$t=\infty$	$C_0-[H_3^+O]$		$[H_3^+O]=[A^-]$	

بالتعويض في العلاقة 12 نحصل على العلاقة:

$$pH = \frac{pK_a - \log (Co - [H_3^+O])}{2} \quad \ldots\ldots 13$$

3- درجة الـ **pH** لحموض ضعيفة من أجل التركيز $C>\approx 0{,}05 mol/L$

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3^+O + A^-$$

$$K_a = \frac{[H_3^+O].[A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3^+O].[A^-]}{[HA]_0 - [H_3^+O]} = \frac{[H_3^+O].[A^-]}{[HA]_0}$$

بإهمال $[H_3^+O]$ وبعد الحل الرياضي و تعويض pK_a و pH:

$$pH = \frac{pK_a - logC_0}{2} \quad \ldots\ldots 14$$

ومن أجل الأسس الضعيفة يمكن بالطريقة نفسها إيجاد العلاقة الآتية:

$$pOH = \frac{pK_b - logC_0}{2} \quad \ldots\ldots 15$$

7-8-2- حساب درجة الـpH لنقطة تكافؤ معايرة حمض ضعيف مع أساس قوي:

مثال(9-7): معايرة حمض الخل بوساطة هيدروكسيد الصوديوم: تتم التفاعلات الآتية:

$$HAc + H_2O \rightleftharpoons H_3^+O + Ac^- \quad (1a) \qquad \frac{[H_3^+O].[Ac^-]}{[HAc]} = K_{HAc} = 10^{-3} \quad (1b)$$

$$H_3^+O + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O \quad (2a) \qquad [H_3^+O].[OH^-] = K_w = 10^{-14} \quad (2b)$$

$$HAc + OH^- \rightleftharpoons Ac^- + H_2O \quad (3a) \qquad [HAc].[OH^-]/[Ac^-] = K_B = ? \quad (3b)$$

من التفاعل 1a تنتج $[H_3^+O]$ التي تتفاعل مع $[OH^-]$ لتعطي 2a. ويتم التفاعل الإجمالي كما في 3a. شرط التوازن يتم بالمساواة بين $[H_3^+O]$ في 1b و2b:

$$[H_3^+O]_{1b} = [H_3^+O]_{2b}$$

وبتعويض K_b من العلاقة 6 : $K_{HAc} = K_w/K_b$

في العلاقة 3b: $[HAc].[OH^-]/[Ac^-]= K_w/K_{HAc}= 10^{-14}/10^{-5}= 10^{-9}=K_B$

لحساب درجة الـpH يُعوض في K_B مايلي:

$[HAc]=[OH^-]$, $[Ac^-]=[HAC]=C_{0A}$

حيث تنتج العلاقة:

$[OH^-]^2 = C_{0A} . K_B$ 16

بتعويض $[OH^-]$ من العلاقة: $[H^+].[OH^-] = 10^{-14}$ في العلاقة 16 ثم أخذ اللوغاريتم، فتصبح العلاقة التي تعطي الـ pH عند انتهاء معايرة حمض ضعيف مع أساس قوي عند نقطة التكافؤ:

$$pH =7+ \frac{pK_A+ logC_{0A}}{2} \quad .....17$$

وبالطريقة نفسها يمكن الحصول على العلاقة التي تعطي الـ pH لنقطة معايرة أساس ضعيف مع حمض قوي عند نقطة التكافؤ:

$$pH =7- \frac{pK_A+ logC_{0B}}{2} \quad .....18$$

مثال(10-7): احسب درجة الـpH لنقطة تكافؤ معايرة محلول من النشادر تركيزه:

1) $[NH_3]_0 = 0.02$ moL/L , 2) $[NH_3]_0 = 2$moL/L

حيث تمت المعايرة بمحلول HCl مع العلم أن: $pK_{NH3}= 4.75$.

الحل: بالتعويض في العلاقة 18:

$$pH =7- \frac{pK_A+ logC_{0B}}{2} =7- \frac{4.75+ log0.02}{2}= 3.8$$

$$pH =7- \frac{pK_A+ logC_{0B}}{2} =7- \frac{4.75+ log2}{2}= 4.5$$

مثال(11-7): احسب درجة الـ pH لنقطة تكافؤ معايرة محلول من حمض الخل تركيزه:

1- $[CH_3COOH]_0 = 0.025$moL/L , 2- $[CH_3COOH]_0= 2.5$moL/L

حيث تمت المعايرة بمحلولNaOH مع العلم أن: $pK_{CH3COOH} = 5$.

$$pH =7+ \frac{pK_A+ logC_{0HA}}{2} =7+ \frac{5+ log0.025}{2}= 8.69$$

$$pH =7+ \frac{pK_A+ logC_{0HA}}{2} =7+ \frac{5+ log2.5}{2}= 9,69$$

7-9- درجة تشرد الكهرليت- قانون اوستفالد في التمديد:

Ionization Degree of Electrolyte- Ostwald Law in Dilution

ليكن لدينا الكهرليت الضعيف AB، يتشرد وفق التفاعل التوازني الآتي:

$$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$$

$t=0 \quad C_\circ$

$t=\infty \quad C_\circ - [A^+]$

$C_\circ - [B^-]$ أو

تعرّف درجة التشرد على النحو التالي: $\alpha_{A+} = [A^+]/C$, $\alpha_{B-} = [B^-]/C$

$$\Rightarrow [A^+] = \alpha_{A+} . C_\circ \quad , \quad [B^-] = \alpha_{B-} . C_\circ$$

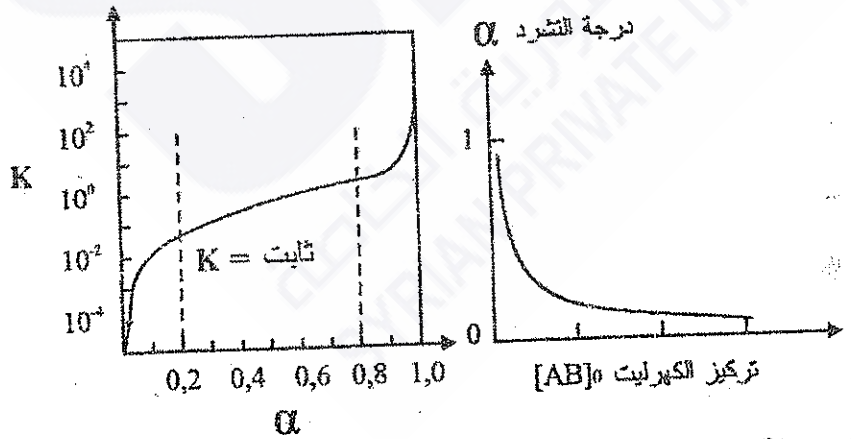
$$K = [A^+]_{eq} . [B^-]_{eq} / [AB]_{eq} \qquad T=cont.$$

$$[AB]_{eq} = C_\circ - [A^+]_{eq} = C_\circ - \alpha C_\circ$$

بالتعويض في علاقة K:

$$K = \alpha C_\circ . \alpha C_\circ / C_\circ - \alpha C_\circ = \alpha^2 C_\circ / 1-\alpha$$

مع زيادة تمديد المحلول ($C_\circ \rightarrow 0$) تقترب درجة التشرد من الواحد و تبقى قيمة K ثابتة من أجل الكهرليتات الضعيفة، يوضح الشكل (7-1) علاقة α بتركيز الكهرليت وعلاقة K للكهرليت الضعيف بدرجة التشرد:



الشكل (7-1) علاقة α بتركيز الكهرليت وعلاقة K للكهرليت الضعيف بدرجة التشرد

لايتحقق قانون اوستفالد بالنسبة للكهرليتات القوية لأن الثابت K يتغير بشدة مع التركيز (كما في HCl).

مثال(7-12): ليكن $K = 1.8\times10^{-5}$ ثابت تشرد حمض الخل، المطلوب احسب التركيز المولي لشوارد الهيدروجين والنسبة المئوية لتشرد حمض الخل مع العلم أن

؟$[CH_3COOH]=0.5moL/L$

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

t=0	0.5	0	0	moL/L
t=∞	0.5−x	χ	χ	

$K = 1.8 \times 10^{-5} = [H^+][CH_3COO^-]/[CH_3COOH] = \chi \cdot \chi / 0{,}5-\chi$

تُهمل χ في المقام (الكهرليت ضعيف) وتشرده ضئيل:

$\Rightarrow 1{,}8 \cdot 10^{-5} = \chi^2/0.5 \Rightarrow \chi = 3 \times 10^{-3}$ moL/L $= [H^+]$

درجة التشرد: $\alpha = [H^+]/[CH_3COOH] = 3\times10^{-3}/0.5 = 6 \times 10^{-3}$

أما النسبة المئوية للتشرد فتبلغ 0.6%.

يوضح الشكل الآتي مقارنة بين ثابت التشرد لبعض الحموض:

محلول الحمض	ثابت التشرد	$[H_3^+O]$	pH	النسبة المئوية للتشرد
0.10M HCl	Very large	0.10M	1.00	≈100
0.10M CH_3COOH	1.8×10^{-5}	0.0013M	2.89	1.3
0.10M HOCl	3.5×10^{-8}	0.000059M	4.23	0.059

7-10- محاليل الأملاح Salts solution:

تُصنف الأملاح كما يأتي:

1- أملاح مشتقة من حموض قوية وأسس قوية مثل: NaCl

2- أملاح مشتقة من حموض قوية وأسس ضعيفة مثل: NH_4Cl

3- أملاح مشتقة من حموض ضعيفة وأسس قوية مثل: CH_3COONa

4- أملاح مشتقة من حموض ضعيفة وأسس ضعيفة مثل: CH_3COONH_4

عند ذوبان الأملاح في الماء تتشرد بشكل كامل، ومن ثم يعتمد أثر محلولها المائي (حمضي أو أساسي) على صفات شوارده المقابلة للحمض والأساس المكونين للملح. فإذا أثرت الشوارد على التوازن الحاصل بين شوارد H^+ و OH^- في الماء، سيكون سبباً في إعطاء المحلول صفة حمضية أو أساسية حسب طبيعة التفاعل. تُسمى مثل

هذه التفاعلات عندما يكون المذيب هو الماء بالحلمهة Hydrolysis. وما هي إلا تفاعل حمض مع أساس تبعاً لتعريف برونشتد.

في حالة النوع الأول هي أملاح معتدلة (PH=7) $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

حيث أن الشوارد لا تتحلمه (لا تتفاعل مع الماء). أيضاً هناك $KClO_3$ و$NaNO_3$.

أما النوع الثاني مثل NH_4Cl فيذوب في الماء :

$$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$$

Cl^- أساس مقابل لحمض قوي وبالتالي يكون عديم التأثير كأساس، أما NH_4^+ فهو حمض مقابل لأساس ضعيف فهو يتفاعل كما يأتي:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3^+O$$

فهو يعطي H_3^+O مما يعمل على زيادتها في الوسط مما يكسب المحلول أثراً حمضياً (PH<7):

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3^+O]}{[NH_4^+]}$$

حيث أن: K_h ثابت الحلمهة

بالنسبة لمحاليل الأملاح الحمضية: $[H_3^+O] = \sqrt{C_a . K_h}$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

C_a التركيز المولاري للملح الأساسي الحمضي.

K_h ثابت الحلمهة (ثابت تفكك الشاردة الموجبة).

$$[H_3^+O] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} . C_a}$$

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[H_3^+O]^2}{Ca}$$

بأخذ لوغاريتم الطرفين وتعويض القيم $(pK_b = -Logr\ K_b\ ,\ -Log\ k_w = 14)$

$$pH = 7 - \frac{PK_b + LOG\,[Ca]}{2}$$

وبالنسبة لمحاليل الأملاح القلوية (النوع الثالث): يمكن حساب تركيز شاردة الهيدروكسيد الناتج من حلمهة CH_3COONa كما يأتي:

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

C_a تركيز الملح الأصلي الأساسي.

K_h ثابت الحلمهة (ثابت تفكك الشاردة السالبة).

$$K_h = \frac{[CH_3COOH]\,[OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[OH^-]^2}{Ca}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_h \cdot C_a}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

بأخذ لوغاريتم الطرفين وتعويض $pH = 14 - pOH$ و $pK_a = -Logr\ K_a$ ينتج:

$$pH = 7 + \frac{PK_a + LOG\,[Ca]}{2}$$

أما النوع (الرابع) مثل: CH_3COONH_4

فعندما يذوب في الماء يتفكك كما يأتي:

$$CH_3COONH_4 \longrightarrow NH_4^+ + CH_3COO^-$$

حيث تتحلمه كلتا الشاردتين:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3^+O$$

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

ويمكن للمحلول أن يكون حمضياً أو أساسياً أو معتدلاً، ويعتمد ذلك على قيم K_a للحمض الضعيف و K_b للأساس الضعيف.

- إذا كان $(K_a = K_b)$ فإن $[H_3^+O] = [OH^-]$ أي $pH = pOH = 7$ ويكون الملح معتدلاً.
- $K_a > K_b$ فيكون $[H_3^+O] > [OH^-]$ أي $pH < 7$ ويكون الملح حمضياً.
- $K_a < K_b$ فيكون $[H_3^+O] < [OH^-]$ أي $pH > 7$ ويكون الملح أساسياً.

ويمكن استخدام العلاقة الآتية لحساب تركيز H^+:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{K_b}}$$

كما في فورمات الأمونيوم حيث أن تركيز $[H^+]$ لا يعتمد على تركيز الملح بل على ثابتي تفكك الأمونيا وحمض الفورميك.

$$[H^+]^2 = \frac{K_w \cdot K_a}{K_b}$$

نأخذ لوغاريتم الطرفين ونضرب بـ -1:

$$-Log\,[H^+] = -\,Log\,K_a - Log\,K_\omega + Log\,K_b$$

$pH = \frac{1}{2}(PK_a - PK_b + PK_\omega)$

$pH = 7 + \frac{1}{2}(PKa - PK_b)$

مثال(13-7): احسب عدد مولات سيانيد الصوديوم NaCN اللازمة لتحضير محلول حجمه 250ml و pH=10 و $K_{a(HCN)} = 4.9 \times 10^{-10}$.

$$[H_3^+O] = 10^{-PH} = 10^{-10} = 1\times10^{-10} \text{ moLar}$$

$$K_w = [H^+].[OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{H_{3O}^+} = 1\times10^{-4} \text{ M}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.10^{-4}}{4.9\times10^{-10}} = 2\times10^{-5}$$

ومن العلاقة الآتية نجد:

$$[OH^-] = \sqrt{K_h \cdot C_a}$$

$$\Rightarrow [OH^-]^2 = C_a \cdot K_h \Rightarrow C_a = \frac{(1.10^{-14})2}{2{,}05.10^{-5}} = 4{,}9.10^{-4}$$

عدد المولات = $\frac{\text{التركيز.الحجم}}{1000} = \frac{250.4{,}9.10^{-4}}{1000} = 1{,}225 \cdot 10^{-4}$ مولاً

7-11- المحاليل الموقية (أو المنظمة) Buffer solutions:

وهي عبارة عن مزيج لحموض ضعيفة مع أملاحها أو أسس ضعيفة مع أملاحها وتتصف بأنها تقاوم التغيرات في الرقم الهيدروجيني الناتجة عن إضافة كميات صغيرة من الحمض أو الأساس، كما أن رقمها الهيدروجيني لا يتغير كثيراً بالتمديد. وتبلغ مدى مقاومتها لمثل هذه التغيرات في الرقم الهيدروجيني عندما يكون تركيز كل من الحمض الضعيف والملح كبيراً ، والنسبة بين تركيزيهما تساوي الواحد.

مثال(14-7): محلول موقي من حمض الخل وخلات الصوديوم:

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

$$K_a = \frac{[H^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

يمكن اعتبار تركيز الخلات عند نقطة التوازن مساوياً لتركيز الخلات الناتج من الملح نظراً لضعف مساهمة الحمض بالمقارنة بالملح. بفرض أن تركيز الملح المولاري C_s وأن التركيز المولاري للحمض C_a بالتعويض في K_a:

$$K_a = \frac{[H^+].[C_s]}{(C_a - [H^+])}$$

ونظراً لكبريتية C_a مقارنة بتركيز H^+ نجد أن:

$$K_a = [H^+]\frac{C_s}{C_a}$$

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

وبالطريقة نفسها يمكن حساب تركيز أيون الهيدروكسيد الناتج عن محلول منظم قاعدي:

$$[OH^-] = K_b \frac{C_b}{C_s}$$

ويلاحظ اعتماد تركيز أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيد على ثابتي التفكك للحمض والقاعدة إلى جانب النسبة بين تركيز الحمض إلى ملحه أو القاعدة إلى ملحها. ويكون المحلول المنظم أكثر مقاومة عندما تكون C_b/C_s أو C_a/C_s مساوية للواحد.

$$[H^+] = K_a \Rightarrow pH = pK_a$$
$$[OH^-] = K_b \Rightarrow pOH = pK_a$$

7-11-1- اختيار وتحضير المحلول الموقي: Preparing of Buffer solution

يجب تحديد الرقم الهيدروجيني المطلوب الحفاظ عليه والذي بدوره يحدد نوع المحلول الموقي المستخدم، إذا كان المطلوب الحفاظ على رقم هيدروجيني في وسط حمضي فنستخدم محلولاً موقياً لحمض ضعيف وملحه والعكس بالعكس. ثم اختيار الحمض المناسب بحيث تكون قيمة K_a للحمض قريبة من الرقم الهيدروجيني المطلوب الحصول عليه.

ثم يضبط الرقم الهيدروجيني عن طريق التحكم في النسبة C_a/C_s وبالنسبة للأساس فإن $pH = 14 - pK_b$.

ويتم أحياناً تحضير المحلول الموقي بإضافة حمض قوي أو أساس قوي إلى محلول ملح حمض ضعيف أو محلول ملح أساس ضعيف.

كما يمكن الحصول على المحاليل الموقية عن طريق إضافة أساس قوي أو حمض قوي مباشرة إلى محلول الحمض الضعيف أو الأساس الضعيف.

مثال(7-15): محلول موقي مؤلف من حمض الخل تركيزه 0.2 mol/L وخلات الصوديوم تركيزها 0.4 mol/L وحجمه 500mL المطلوب:

1- احسب الـ pH للمحلول.

2- احسب الـ pH للمحلول بعد تمديده 20 مرة.

3- احسب الـ pH للمحلول بعد إضافة 0.05 mol من NaOH. مع العلم أن ثابت تفكك الحمض يساوي 1.8×10^{-5}؟

الحل :

1-

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

$$= 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{0.2}{0.4} = 9 \times 10^{-6}$$

$$pH = -Log\ 9 \times 10^{-6} = 5.05$$

2- تركيز الحمض بعد التمديد : $C_a = \frac{0,2}{20} = 0,01\ M$

تركيز الملح بعد التمديد : $C_s = \frac{0,4}{20} = 0.02\ M$

$$[H^+] = 1,8.10^{-5}\ \frac{0.01}{0.02} = 9 \times 10^{-6}\ M$$

$$pH = 5.05$$

يلاحظ أن الـ pH لا زال ثابتاً بعد التمديد ولكن يجب أن يكون ذلك ضمن حدود معينة حيث أن التمديد الزائد لا يخضع لثبات الـ pH.

3- ستتفاعل الكمية المضافة 0.05 moL NaOH مع ما يكافئها من الحمض لتنتج كمية من الملح وبالتالي فسيقل الحمض ويزداد الملح.

كمية الأساس المضافة = 0.05 moL ، كمية الحمض الموجود = 0.1 moLكمية

الملح المتشكلة = 0.05 moL ، كمية الحمض المتبقية = 0.05 moL

كمية الملح الكلية = 0.25 moL

تركيز الحمض: $0.1\ moL/L = \frac{0.05}{0.25}$

تركيز الملح: $0.5\ moL/L = \frac{0.25}{0.5}$

$$[H^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{0.1}{0.5} = 3.6 \times 10^{-6} M$$

$$\Rightarrow pH = 5.44$$

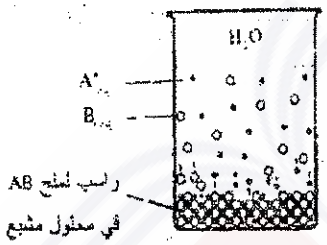
7-12- التوازن الشاردي غير المتجانس:

7-12-1- ثابت جداء الذوبانية:

لثابت جداء الذوبانية أهمية كبيرة في الكيمياء التحليلية فهو مقياس لمدى ذوبانية المواد الكيميائية، وفي التحليل الحجمي تعتمد طريقة عمل بعض كواشف معايرات الترسيب على جداء الذوبانية K_{sp}. وفي التحليل الوزني يُستفاد منه أيضاً في شرح الأسس النظرية للترسيب ومتى يبدأ وما هي الكمية اللازمة من المادة المرسبة لاكتمال الترسيب و توضيح بعض مراحل تكوّن الرواسب البلورية وغير البلورية.

فمثلاً عند إضافة ملح الطعام NaCl إلى الماء فإن المحلول الناتج وبعد فترة من الزمن

وباستمرار إضافة الملح يصبح مشبعاً بتلك المادة أي لاتذوب أي كمية من الملح وتُعرف عندئذٍ بمرحلة التشبع. وبالتالي هناك ذوبانية سريعة جداً حيث تذوب الكميات المضافة وتعود لتترسب مرة أخرى وبسرعة كبيرة، وتعرف هذه المرحلة التي يبدأ عندها الترسيب بمرحلة ما فوق التشبع والمحلول الناتج بالمحلول فوق المشبع. كما يوضحه الشكل الآتي:



يعرف ثابت جداء الذوبانية بأنه جداء تراكيز شوارد الملح عندما يكون المحلول في حالة مشبعة بالملح:

$$K_{sp}(NaCl) = [Na^+]^{+n}_{aq}.\ [Cl^-]^{-m}_{aq}$$

إذا كان حاصل جداء تركيز الأيونات الداخلة في تركيب المركب يساوي K_{sp} يصبح المحلول مشبعاً، وأي زيادة عن ذلك يصبح المحلول فوق مشبع، وبعدها يبدأ تشكل الراسب.

مثال(16-7): لكبريتات الرصاص ثابت جداء ذوبانية $K_{sp} = 1.6 \times 10^{-8}\ moL/L$ يصبح المحلول مشبعاً في الحالة:

$$K_{sp} = [Pb^{2+}]\ .[SO_4^{2-}] = 1.6x10^{-8}$$

- إذا كان K_{sp} أقل من ذلك فلا يحدث أي ترسيب:

$$[Pb^{2+}]\ .[SO_4^{2-}] < 1.6 \times 10^{-8}$$

- أما إذا كان حاصل جداء تركيز الشوارد أكبر من قيمة K_{sp} فعندها يبدأ الترسيب أي إن:

$$[Pb^{2+}]\ .[SO_4^{2-}] > 1.6 \times 10^{-8}$$

إن لثابت جداء الذوبانية قيمة ثابتة من أجل كل مركب من المركبات عند درجة حرارة الغرفة وباستخدام الماء كمذيب. ويؤثر تغير درجة الحرارة أو المحل أو الـ PH وغيرها في قيمة ثابت جداء الذوبانية K_{sp} . ومن الخطأ وصف أي مركب كيميائي بأنه عديم الذوبان بالرغم من صغر قيم ثابت جداء الذوبانية لبعض المركبات الكيميائية

والرواسب، والأصح القول إنه شحيح الذوبان جداً.

مثال(7-17): احسب تركيز كل من شاردة Ag^+ و شاردة Cl^- في محلول مشبع من AgCl مع العلم أن: $K_{sp(AgCl)} = 1x10^{-10}$ moL/L

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$
$$X \quad X$$

$$K_{sp(AgCl)} = [Ag^+].[Cl^-] = X \cdot X = X^2 = 1x10^{-10}$$

$$\Rightarrow X = 1 \times 10^{-5} \text{ moL/L}$$

مثال(7-18): احسب كمية هيدروكسيد المغنزيوم $Mg(OH)_2$ التي تذوب في 100mL محلول إذا علمت أن ثابت جداء الذوبانية لهيدروكسيد المغنزيوم $K_{sp}=$ $1,1.10^{-11}$ والكتلة المولية له تساوي 58,31g/moL؟

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2OH^-$$
$$X \quad 2X$$

$$K_{sp} = [Mg^{2+}].[OH^-]^2$$
$$= X.[2x]^2 = 4X^3$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{1.1x10^{-11}}{4}} = 1.40x\ 10^{-4} \text{ moL/L}$$

كمية $Mg(OH)_2$ التي تذوب في 100mL:

$$X = 1.40 \times 10^{-5} \text{ moL/100mL} = 6.41 \times 10^{-4} \text{ g/100mL}$$

مثال(7-19): احسب ثابت جداء الذوبانية لكرومات الفضة إذا علمت أن ذوبانية كرومات الفضة في الماء تبلغ $2.5x10^{-2}$g/L (25°C) والكتلة المولية (322g/moL)؟

$$Ag_2CrO_4 \longrightarrow 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$$
$$2X \quad X$$

$$K_{sp} = [Ag^+]^2.[CrO_4^{2-}]$$

نحسب الذوبانية على أساس مول/ليتر أي: $\frac{2.5.10^{-2}}{322} = 7.5x10^{-5}$ مول/ليتر نعوض في علاقة K_{sp}:

$$K_{sp} = [Ag^+]^2.[CrO_4^{2-}] = [2x\ 7.5x10^{-5}]^2 x[7.5 \times 10^{-5}]$$
$$K_{sp} = 1.7x10^{-12}$$

7-12-2- تأثير الشاردة المشتركة Common Ion Effect:

تعرّف الشاردة المشتركة بأنها إحدى الشوارد الداخلة في تركيب الراسب، وقد وجد أن ذوبان الرواسب ينقص بوجود تراكيز محددة من الشاردة المشتركة، ويؤدي استخدام زيادة محددة من المادة المرسبة إلى ظهور أثر الشاردة المشتركة إلا أن استخدام زيادة أكثر من 50% يؤدي إلى ذوبان الراسب.

مثال(7-20): احسب تركيز شاردة الكلوريد المتبقي في المحلول عند إضافة 10mL من نترات الفضة $AgNO_3$ الذي تركيزه 0.2M إلى 10mL من محلول NaCl الذي تركيزه 0.1M. مع العلم أن: $K_{sp}(AgCl) = 1.0 \times 10^{-10}\ moL/L$

الحل:

$$10 \times 0.2 = 20 \quad .[Ag^+] \Rightarrow [Ag^+] = 1.0 \times 10^{-1} M$$

$$[Ag^+].[Cl^-] = 1.0 \times 10^{-10}$$

$$1,0 \times 10^{-1} [Cl^-] = 1.0 \times 10^{-10} \Rightarrow [Cl^-] = 1.0 \times 10^{-9} M$$

يمكن إهمال تركيز شاردة الفضة الناتجة عن ذوبان الراسب بسبب وجود زيادة من شاردة الفضة في المحلول، وبالتالي فإن تركيز شاردة الكلوريد يمكن اعتباره مقياساً لذوبان راسب AgCl ضمن هذه الشروط (وجود الشاردة المشتركة)، أي إن ذوبان الراسب يساوي 1.0×10^{-9} .

حساب ذوبان AgCl في الشروط العادية (بدون وجود الشاردة المشتركة) من معادلة ثابت جداء الذوبانية:

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

$$1moL \qquad S \qquad S$$

$$K_{sp}(AgCl) = [Ag^+].[Cl^-] = 1.0 \times 10^{-10}$$

$$= S \cdot S = 1.0 \times 10^{-10}$$

$$\Rightarrow S^2 = \sqrt{1.0 \times 10^{-10}} = 1.0 \times 10^{-5}$$

وبالتالي فإن ذوبان الراسب بوجود الشاردة المشتركة يبلغ $1,0 \times 10^{-9}$ وهو أقل من الذوبان من عدم وجودها 1.0×10^{-5} .

مثال(7-21): أ- احسب عدد غرامات كبريتيد النيكل NiS المنحلة في ليتر من محلول مائي عند الدرجة 25°C.

ب- ثم احسبها لو كان المحلول يحتوي على نترات النيكل بتركيز $2.366\times10^{-12}M$

$K_{sp}(NiS)= 1.4 \times 10^{-24}$ moL/L

الحل: أ- $K_{sp}(NiS)= [Ni^{+2}] . [S^{-2}]$

$= S \quad . \quad S = 1.2 \times10^{-24} = S^2$

$\Rightarrow S = \sqrt{1.4\times10^{-24}} = 1.18\times10^{-12}M$

$C(g/L) = 1.074 \times 10^{-10}$ g/L

وهو تركيز NiS المنحلة في المحلول.

ب- $[Ni^{+2}] = 2.366 \times10^{-12}$, $[S^{-2}] =\chi$

$[Ni^{+2}]. [S^{-2}] = 1.4 \times 10^{-24}$

$(2.366 \times10^{-12} + \chi). \chi =1.4 \times 10^{-24}$

بإهمال قيمة X المضافة إلى 2.366×10^{-12} لصغرها:

$2{,}366 .10^{-12} . \chi = 1.4\times10^{-24}$

$\Rightarrow \chi = 5.91 \times10^{-13} = [Ni^{+2}]$

وهي تأتي من ذوبان NiS:

$[NiS]= 5.91 \times10^{-13}M \Rightarrow C = 0.537 \times10^{-10}$ g/L

أي تقل ذوبانية NiS إلى النصف.

7-13- التركيز Concentration: ويُعرف بأنه النسبة بين كمية المذاب إلى كمية المذيب، ويمكن التعبير عنه بعدة طرائق:

1- استخدام وحدات الوزن و مشتقاته gr, mg,µg ,ng لوزن المادة، ووحدة الليتر ومشتقاته لحجم المحلول L , mL , µL. ويمكن التمييز بين الأشكال الآتية للتعبير عن التركيز:

أ- يُعبر عنه بعدد الغرامات المنحلة من المادة في ليتر من المحلول، أو بالجزء في المليون PPm كما يأتي:

$$\text{الجزء في المليون (PPm)} = \frac{\text{وزن المذاب } mg}{\text{حجم المحلول } l} = \frac{\text{وزن المذاب } \mu g}{\text{حجم المحلول } ml}$$

ب- **النسب المئوية:** ونميز ثلاث حالات:

- **النسبة المئوية الوزنية:** وتعرف بأنها عدد الغرامات المنحلة من المادة في 100g من المحلول. مثال: محلول HCl تركيزه 36%، أي أن كل 100gr من المحلول

يحوي 36gr من HCl. فإذا كانت كتلة المذيب m_1 وكتلة المذاب هي m_2 فإن كتلة المحلول m_{sol} تصبح:

$$M_{sol} = m_1 + m_2$$

وبالتالي يكون تركيز المذاب حسب هذه الطريقة:

$$Solute\% = \frac{m_2}{m_{sol}} .100$$

مثال(22-7): كم النسبة المئوية الوزنية لمادة كلوريد الصوديوم عندما ينحل منها 45g في 105g من الماء؟

$$m_1 = 105g \quad , m_2 = 45g \quad \Rightarrow m_{sol} = 150g$$

$$NaCl\ \% = \frac{m_2}{m_{sol}} .100 = \frac{45}{150} .100 = 30\%$$

- **النسبة المئوية الحجمية:** وهي حجم المادة المنحلة الموجودة في 100mL من المحلول: $V\% = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} .100$

فعندما نقول لدينا محلول من الكحول الإيتيلي تركيزه 25% حجماً، فهذا يعني أن كل 100L من المحلول تحتوي على 25L من الكحول الإيتيلي (والباقي ماء).

- **النسبة المئوية الحجمية الوزنية:** وتعبر عن عدد الغرامات من المادة المنحلة في 100mL من المحلول، وهي تعبر عن محاليل المواد الصلبة في الماء. مثلاً محلول 3% من محلول $NaNO_3$ يعني أن كل 100mL من المحلول يحوي 3gr من الملح.

ج- الكسر المولي moLe fraction:

ويعبر عن النسبة بين عدد مولات أحد مكونات المحلول إلى حاصل جمع عدد مولات كل مكوناته، كما في العلاقة الآتية:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_t}$$

حيث n_t عدد المولات الكلية $n_t = n_1 + n_2 + \ldots$

مثال(23-7): احسب الكسر المولي للماء في محلول يحتوي على 0.653moL من كلوريد الصوديوم و5moL من الماء؟

$$n_t = n_1 + n_2$$

$$= 0.653 + 5 = 5.653moL$$

$$X_1 = \frac{n_1}{n_t} = \frac{5}{5.653} = 0.88$$

مثال(24-7): احسب الكسر المولي لكلوريد الصوديوم في محلول من كلوريد الصوديوم في الماء يبلغ فيه الكسر المولي للماء 0.88؟

$$X_1 + X_2 = 1$$

$$0.88 + X_2 = 1$$

$$\Rightarrow X_2 = 0.12$$

مثال(25-7):

احسب بالغرام الأوزان المطلوبة من فوسفات الصوديوم الأحادي الهيدروجين لتحضير المحاليل الآتية:

أ- محلول حجمه 1L بتركيز مقداره 5% (نسبة مئوية وزنية/حجمية).

ب-محلول حجمه 5L وتركيزه 0.15 M؟

الحل:

أ- النسبة المئوية $= \frac{\text{وزن المذاب بالجرام}}{\text{الحجم بالمليلتر}} \times 100$

$$5 = \frac{\text{وزن المذاب بالجرام}}{1000} \times 100 \Leftarrow \text{وزن المذاب} = 50g$$

ب-عدد المولات اللازمة $= 0.15 \times 5 = 0.75$ moL

لكن عدد المولات $= \frac{\text{الوزن بالجرام}}{\text{الوزن الجزيئي للملح}} = \frac{\text{الوزن بالجرام}}{142}$

$\Leftarrow$ الوزن المطلوب $= 0.75 \times 142 = 106.5$ g

عند إذابة 106.5g في 5L نحصل على محلول تركيزه 0.15 M .

2- يمكن التعبير عن كمية المادة المنحلة بعدة أشكال:

أ- **المول:** راجع الفقرة 1-6

ب- **الوزن المكافئ Equivalent weight:** وهو عبارة عن الوزن المكافئ الغرامي كما توضحه معادلة التفاعل الكيميائي.

وتختلف الوحدات المتفاعلة حسب نوع المادة ونوع التفاعل الذي تشترك فيه هذه المادة. ولا يمكن تحديد الوزن المكافئ لأي مادة إلا إذا عُرف نوع التفاعل الذي تشترك فيه المادة. لأنه قد يكون الوزن المكافئ لمادة ما في تفاعل ما يختلف عن الوزن المكافئ للمادة نفسها في تفاعل آخر.

ونميز طريقتين للتعبير عن التركيز:

7-13-1-التركيز المولاري (المولارية Molarity): و هي عدد المولات من المادة النقية المنحلة في ليتر محلول أو عدد المليمولات المنحلة في الملليليترالواحد. M =

$$\text{Molarity } \frac{n\ MoL}{V\ mL} x1000$$

وحيث أن عدد المولات = $\frac{m}{M}$ أي كتلة المادة بالغرام على كتلتها المولية بالغرام لكل مول، وبالتالي يجب معرفة كتلة الليتر من هذه المادة بوحدة الغرام أيضاً، أي معرفة كثافتها بالغرام لكل ليتر بالإضافة إلى كتلتها المولية M:

$$\text{مولارية المادة النقية} = \frac{\text{كتلة ليتر من المادة بالغرام}}{\text{الوزن الجزيئي بالغرام لكل مول}} = \frac{d\ g/l}{\text{M g/moL}} = \text{moL/L}$$

حيث d كثافة المادة محسوبة بكتلة ليتر منها بالغرام، وM كتلتها المولية محسوبة بكتلة مول منها بوحدة الغرام أيضاً. بما أن d مقدار ثابت دائماً لا يتغير إلا بتغير درجة الحرارة وM تساوي دائماً مقداراً ثابتاً أيضاً فإن مولارية أي مادة نقية ستساوي مقداراً لا يتغير إلا بتغير درجة الحرارة فقط.

مثال(7-26): ما مولارية الماء عند الدرجة 25°C بفرض أن كثافته تساوي $1g/cm^3$؟

$$\text{المولارية} = \frac{d\ g/l}{\text{M g/moL}} = \frac{1000\ g/l}{18\ \text{g/moL}} = 55{,}55\text{moL/L}$$

مثال(7-27): لدينا محلول يحتوي على 40g من سكر القصب $C_{12}H_{22}O_{11}$ منحل في 250g من الماء، المطلوب: احسب تركيز المحلول المولاري، إذا علمت أن كثافة المحلول 1.05g/mL.

الحل:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{40}{342} = 0{,}11$$

$$m_{Sol} = m_1 + m_2$$

$$m_{Sol} = 40 + 250 = 290g$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{290}{1.05} = 276.2\ ml$$

$$\text{(moLarity) } M = \frac{n}{V} = \frac{0.11}{276.2}.1000 = 0.398 molar(mol/L$$

مثال(7-28): ما هي كتلة ثاني كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ اللازمة لتحضير 500ml من محلول ثاني كرومات البوتاسيوم الذي مولاريته 0.5M؟

الحل:

$$M = \frac{n}{V} x1000$$

$$0{,}5 = \frac{n}{500} x1000$$

$$\Rightarrow n = 0.25\ \text{moL}$$

$$m_{K_2Cr_2O_7}=n.M=73.5\ g$$

مثال(7-29): احسب مولارية حمض الكبريتيك إذا علمت أن كثافته 1.3g/ml ويحتوي على 35% وزناً من حمض الكبريتيك.

الحل: بفرض أن وزن المحلول 100g.

$$m_{H2SO4}=\frac{m}{M}=\frac{35}{98}=0.357\text{moL}$$

$$V=\frac{m}{d}=\frac{100}{1.3}=76.92ml$$

$$\text{(moLarity) M}=\frac{n}{V}=\frac{0.357}{76.92}x1000=4.64\,molar(mol/\text{L}$$

ويمكن حل المسألة باستخدام العلاقة الآتية: المولارية = $\frac{10.\text{النسبة المئوية.الكثافة}}{\text{الوزن الجزيئي للمذاب}}$

بالتعويض بالعلاقة نجد أن المولارية تساوي: 4.64M.

مثال(7-30): لدينا التفاعل الآتي:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

احسب عدد مولات Na_2CO_3 اللازمة للتفاعل مع 400ml من محلول HCl تركيزه 1M؟

الحل:

$$M=\frac{n}{V}.1000$$

$$N_{HCl}=\frac{C.V}{1000}=\frac{1.400}{1000}=0.4mol$$

$$2HCl \rightarrow Na_2CO_3$$

2moL 1moL

0.4moL X

$$\Rightarrow X = 0.2\text{moL}(Na_2CO_3)$$

مثال(7-31): كم جرام من $NaNO_3$ في محلول مولاريته 0.2M وحجمه 100ml؟

$$n=0.2x\frac{100}{1000}=0.02\,mol$$

$$M_{NaNO3} = n.M = 0.02 \text{ x}85 = 1.7\text{g}$$

مثال(7-32): ما وزن التوتياء Zn اللازم لترسيب جميع الفضة الموجودة في 50ml من نترات الفضة التي تبلغ مولاريتها 0.1M؟

$$Zn_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Ag_{(s)} + Zn^{+2}$$

1moL 2moL

$$n_{Ag+} = 0.1 \times \frac{50}{1000} = 0.005\text{moL}$$

$$\Rightarrow n_{Zn} = \frac{0.005x1}{2} = 0.0025\text{moL}$$

⇐ وزن التوتياء = عدد المولات x وزن المول

$$= 0.0025x\ 65 = 0.164\ \text{g}$$

7-13-2- التركيز العياري (النظامية Normality): وهو عدد الأوزان الغرامية المكافئة المنحلة في ليتر من المحلول أو عدد الأوزان الغرامية المليمكافئة المنحلة في المليليتر من المحلول.

$$\text{النظامية} = \frac{\text{عدد الأوزان الغرامية المكافئة}}{\text{حجم المحلول بالليتر}} = \frac{Eq}{V} = N$$

حيث إن: Eq عدد الأوزان الغرامية المكافئة المنحلة في ليتر من المحلول

N النظامية ، V حجم المحلول

النظامية = المولارية . a

حيث إن: a عدد شوارد H^+ أو شوارد OH^- أو التغير في عدد الأكسدة

7-13-2-1- النظامية في تفاعلات الأكسدة والإرجاع:

The Normality in Oxidation- Reduction Reactions

ليكن لدينا المادة A تخضع لتفاعل أكسدة وإرجاع كما يأتي:

$$\underset{\text{Red}}{A} \quad \overset{OX}{\rightleftarrows} \quad A^{n+} + ne^-$$

$$1\text{moL} \qquad 1\text{moL} \quad n\text{moLe}^-$$

$$\text{النظامية في تفاعلات الأكسدة والإرجاع} = \frac{\text{الوزن المكافئ لمادة مؤكسدة أو مرجعة}}{\text{حجم المحلول بالليتر}}$$

يعرف المحلول النظامي للمادة A:

$$1n - A = \frac{1\text{moLe}^-}{1\text{L محلول}} = \frac{\text{moLA} /n\ \text{moLe}^-}{1L\ \text{محلول}}$$

مثال(33-7):

- نظامية محلول $KMnO_4$ تبعاً للتفاعل الآتي:

$$MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

$$1n - KMnO_4 = \frac{1moLe^-}{1L\ محلول} = \frac{1moLKMnO4\ /5\ moLe^-}{1L\ محلول} = \frac{158\ /5\ moLe^-}{1L\ محلول} =$$

$$= 31.6g/L$$

- نظامية محلول $K_2Cr_2O_7$ تبعاً للتفاعل الآتي:

$$Cr_2O_7^{-2} + 6e^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

$$1n - K_2Cr_2O_7 = \frac{1moLe^-}{1L\ محلول} = \frac{1moLK_2Cr_2O_7\ /6\ moLe^-}{1L\ محلول} = \frac{294\ /6\ moLe^-}{1L\ محلول} = 49\ g/L$$

- نظامية محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$:

$$Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$$

$$½\ Cu^{+2} + e^- \rightarrow ½Cu$$

$$1n - CuSO_4 = \frac{1moLe^-}{1L\ محلول} = \frac{½moLCuSO4}{1L\ محلول} = \frac{160\ /2\ moLe^-}{1L\ محلول}$$

$$= 80\ g\ CuSO_4\ /L$$

7-14- الوزن المكافئ في تفاعلات الحموض والأسس:

الوحدات المتفاعلة في الحموض و الأسس هي شوارد H^+ و OH^- الموجودة في جزيء واحد:

$$\text{الوزن المكافئ للحمض} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد شوارد } H^+}$$

$$\text{الوزن المكافئ للأساس} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد شوارد } OH^-}$$

يبين الجدول الآتي الأوزان المكافئة لبعض الحموض والأسس:

مكافئ واحد	الأساس	مكافئ واحد	الحمض
$\frac{NaOH}{1} = \frac{40.00\ g}{1} = 40.00\ g\ NaOH$		$\frac{HNO_3}{1} = \frac{63.02\ g}{1} = 63.02\ g\ HNO_3$	
$\frac{NH_3}{1} = \frac{17.04\ g}{1} = 17.04\ g\ NH_3$		$\frac{CH_3COOH}{1} = \frac{60.03\ g}{1} = 60.03\ g\ CH_3COOH$	
$\frac{Ca(OH)_2}{2} = \frac{74.10\ g}{2} = 37.05\ g\ Ca(OH)_2$		$\frac{KHP}{1} = \frac{204.2\ g}{1} = 204.2\ g\ KHP$	
$\frac{Ba(OH)_2}{2} = \frac{171.36\ g}{2} = 85.68\ g\ Ba(OH)_2$		$\frac{H_2SO_4}{2} = \frac{98.08\ g}{2} = 49.04\ g\ H_2SO_4$	

7-15- الوزن المكافئ في تفاعلات الأكسدة والإرجاع:

$$\text{الوزن المكافئ لمادة مؤكسدة} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد الإلكترونات المكتسبة بوساطة جزيء واحد منها}}$$

$$\text{الوزن المكافئ لمادة مرجعة} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد الإلكترونات المفقودة بوساطة جزيء واحد منها}}$$

مثال(34-7): احسب التركيز المولاري للمحاليل الآتية:

أ- محلول حجمه 400mL ماء مذاب فيه 5g من غاز HCl.

ب- محلول من Na_2CO_3 تركيزه 1,06mg/L.

ت-محلول من KOH يحتوي 0.25g منه على 56.11g.

الحل:

أ- التركيز المولاري $= \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{\text{عدد المليمولات}}{\text{الحجم بالمليلتر}}$

عدد المليمولات $= \frac{5000}{36.5} = 136.98\ mmoL$

التركيز المولاري $= \frac{136.98}{400} = 0.34\ moL$

ب- عدد المليمولات $= \frac{1.06}{106} = 0.01\ mmoL$

التركيز المولاري $= \frac{0,01}{1} = 0,01\ moL$

ت- عدد المليمولات $= \frac{56110}{56,11} = 1000\ mmoL$

التركيز المولاري $= \frac{1000}{250} = 4\ moLar$

مثال(35-7): عند إذابة 0.212g من Na_2CO_3 في 100mL ماء، احسب نظامية هذا المحلول:

أ- إذا استعملته كقاعدة أحادية الحمض.

ب- وكقاعدة ثنائية الحمض.

الحل:

أ- النظامية = $\frac{\text{عدد الأوزان المليمكافئة}}{\text{حجم المحلول بالمليليتر}} = \frac{\text{الوزن بالمليغرام /الوزن الجزيئي/1}}{\text{حجم المحلول بالمليليتر}}$

$$\Leftarrow \text{النظامية} = \frac{\frac{1}{106}/212}{100} = 0.02N$$

ب - النظامية = $\frac{\text{عدد الأوزان المليمكافئة}}{\text{حجم المحلول بالمليليتر}} = \frac{\text{الوزن بالمليغرام /الوزن الجزيئي/2}}{\text{حجم المحلول بالمليليتر}}$

$$\Leftarrow \text{النظامية} = \frac{\frac{2}{106}/212}{100} = 0.04N$$

مثال(36-7): يعد اليود I_2 عاملاً مؤكسداً يُختزل في تفاعلاته إلى اليوديد I^-. المطلوب احسب كم غراماً من اليود I_2 يلزم لتحضير 100mL من محلول 0.1N من I_2؟

$$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$$

الوزن المليمكافئ لـ I_2 = $\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{2} = \frac{254}{2}$

عدد الأوزان المليمكافئة = النظامية . الحجم بالمليليتر

$$100 \times 0.1 = \frac{\text{الوزن بالمليغرام}}{\text{الوزن المليمكافئ}}$$

$$10 = \frac{\text{الوزن بالمليغرام}}{254/2}$$

$\Leftarrow$ الوزن بالمليغرام = 1270mg =1.270g

مثال(37-7):

1- احسب التركيز بالنظامية لحمض H_2SO_4 تركيزه 0.2M.

النظامية = المولارية . a

$$= 0.2 \times 2 = 0.4N$$

2- احسب نظامية محلول HCl في الماء إذا علمت أنه أذيب منه 0.8eq HCl في كمية من الماء بحيث يصبح حجم المحلول 800ml.

$N = Eq/V \times 1000$

$= 0.8/800 \times 1000 = 1N$

3- احسب حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.5N ويحتوي على 40g من NaOH.

$$N = \frac{Eq}{V.1000}$$

$Eq = n.\ a$

نحسب n:

$n = m/M = 40/40 = 1moL$

$Eq = 0.5 \times 1 = 0.5eq$

$V = Eq/N \times 1000 = 0.5/0.5 \times 1000 = 100ml = 1L$

وتتحقق في نقطة التكافؤ لتفاعل حمض- أساس العلاقة الآتية:

عدد مكافئات الحمض= عدد مكافئات الأساس

E_q للحمض = E_q للأساس

$m\,E_q$ للحمض = mE_q للأساس

$m\,E_q$ للحمض $= mL_A \cdot N_A$

$m\,E_q$ للأساس $= mL_B \cdot N_B$

وفي نقطة التكافؤ تتحقق العلاقة الآتية:

$mL_A \cdot N_A = mL_B \cdot N_B$

$V_A \cdot N_A = V_B \cdot N_B$

حجم الحمض المستهلك . النظامية = حجم الأساس المستهلك . النظامية

مثال(38-7): عند معايرة 10mL من محلول HCl وجد أنه يحتاج 32mL من محلول NaOH تركيزه 0.05M، والمطلوب:

1- احسب تركيز محلول HCl.

2- احسب الـpH محلول HCl فقط.

الحل:

-1

$V_{HCl} \cdot N_{HCl} = V_{NaOH} \cdot N_{NaOH}$