

الدرس الأول

I - * الأحماض والأسس *

1 - تعريف الحمض والأساس حسب برونشند :

- الحمض : هو نوع كيميائي (جزئ - شاردة) يستطيع التخلي عن بروتون H^+ أو أكثر خلال تحول كيميائي.

أمثلة: H_2O , NH_4^+ , H_3O^+ , HCO_3^- , H_2SO_4 , HNO_3 , HI , HBr , HCl

- الأساس: هو نوع كيميائي (جزئ - شاردة) يستطيع التقاط بروتون H^+ أو أكثر خلال تحول كيميائي.

أمثلة : OH^- , H_2O , CH_3COO^- , $C_2H_5O^-$, CH_3NH_2 , NH_3

تنبؤيه: بالنسبة لأسس أرنيوس مثل $NaOH$ ، KOH ، $Mg(OH)_2$ ، $Ca(OH)_2$ فهي أسس قوية محاليلها المائية تحتوي على شوارد الهيدروكسيد OH^- لذا تعتبر محاليل أسس أرنيوس هي أسس برونشند .

2 - الثنائيات (أساس/حمض) :

حسب تعريف برونشند للحمض والأساس ولنرمز للحمض بـ AH وللأساس بـ B فيكون تشرد :

الحمض : $AH = H^+ + A^-$ الثنائية (أساس/حمض) هي (AH/A^-)

مثال : تشرد حمض الإيثانويك $CH_3COOH = H^+ + CH_3COO^-$ الثنائية هي : CH_3COOH / CH_3COO^-

الأساس : $B + H^+ = BH^+$ الثنائية (أساس/حمض) هي (BH^+/B)

مثال : تشرد غاز النشادر $NH_3 + H^+ = NH_4^+$ الثنائية هي : NH_4^+/NH_3

3 - المحاليل المائية الحمضية والأساسية:

أ - المحلول الحمضي : نحصل عليه بجل حمض في الماء وينمذج بالمعادلة الكيميائية التالية :



أمثلة : تشرد حمض كلور الهيدروجين في الماء :



تشرد حمض الميثانويك في الماء :



ب - المحلول الأساسي : نحصل عليه بجل أساس في الماء وينمذج بالمعادلة الكيميائية التالية :



أمثلة : تشرد غاز النشادر في الماء :

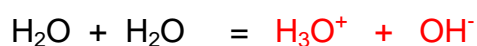


ملاحظة: بالنسبة للأسس الهيدروكسيدية انحلالها في الماء هو تفكك كما توضحه المعادلة :



4 - PH المحاليل المائية :

التفكك التلقائي للماء : يتشرد الماء ذاتيا وفق التحول المنمذج بالمعادلة التالية :



بحيث في الدرجة $25C^0$ يحتوي لتر من الماء النقي على 10^{-7} mol من شوارد الهيدرونيوم (الأوكسونيوم) H_3O^+ و 10^{-7} mol من شوارد الهيدروكسيد OH^- أي يكون :

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

يسمى الجداء $[H_3O^+] \times [OH^-]$ بالجداء الشاردي للماء ونرمز له بـ K_e ومنه $K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$ وهو عدد مجرد من الوحدة .

ملاحظة : يزداد تشرد الماء بازدياد درجة الحرارة وبالتالي تزداد قيمة K_e

- **مفهوم الـ PH :** من أجل المحاليل الممددة ($[H_3O^+] \leq 5 \times 10^{-2}$ mol/l) فإن الـ **PH** محلول يعرف بالعلاقة التالية :

$$[H_3O^+] = 10^{-PH} \iff PH = - \log [H_3O^+]$$

$$\log x = \frac{\ln x}{\ln 10}, \quad \log 10 = 1 \quad \text{حيث } \log \text{ هو اللوغاريتم العشري أي}$$

PH - المحاليل المائية : توجد المحاليل المائية عند الدرجة $25C^0$ على ثلاث حالات :

أ- المحاليل الحمضية يكون : $pH < 7$, $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$, $[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol/l}$

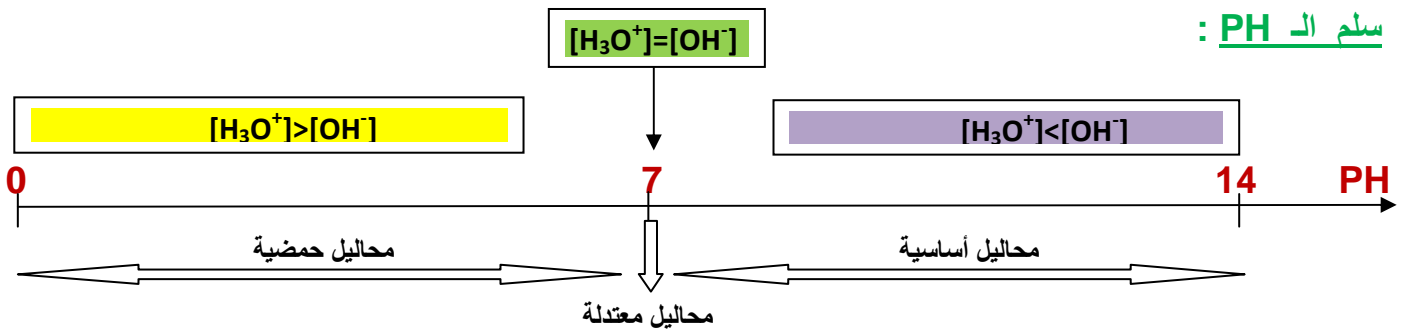
ب- المحاليل الأساسية يكون : $pH > 7$, $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$, $[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol/l}$

ج- المحاليل المعتدلة يكون : $pH = 7$, $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$, $[OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$

- **قياس الـ PH :** يقاس باستعمال ورق الـ PH أو أحد الكواشف الملونة بطريقة تقريبية ويمكن قياسه بأكثر دقة باستعمال جهاز الـ PH - متر

نتيجة : من العلاقة $[H_3O^+] = 10^{-PH}$ نستنتج أنه كلما زاد التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم في المحلول المائي نقص الـ PH وهو يعبر عن درجة حموضة المحلول المائي

سلم الـ PH :



*** تطبيق تدريبي ***

أكمل الجدول التالي ثم بين كيف يتغير pH محلول عندما يتناقص $[H_3O^+]$

pH	2		3.4		8	
$[H_3O^+]$ (mol/l)		4×10^{-3}				$1,25 \times 10^{-9}$
$[OH^-]$ (mol/l)						$1,25 \times 10^{-4}$
الطبيعة				معتدل		

الإجابة : بتطبيق العلاقتين : $\text{PH} = - \log [\text{H}_3\text{O}^+]$ و $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ نكمل الجدول

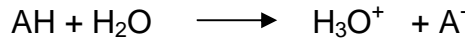
- حاول أن تقوم بالعمليات الحسابية بالتمرن على الآلة الحاسبة.

pH	2	2.4	4,3	7	8	8.9	10.1
[H_3O^+] (mol/l)	10^{-2}	4×10^{-3}	4×10^{-4}	10^{-7}	10^{-8}	$1,25 \times 10^{-9}$	8×10^{-11}
[OH^-] (mol/l)	10^{-12}	$2,5 \times 10^{-4}$	$2,5 \times 10^{-11}$	10^{-7}	10^{-6}	8×10^{-6}	$1,25 \times 10^{-4}$
الطبيعة	حمضي	حمضي	حمضي	معتدل	أساسي	أساسي	أساسي

5 - الحمض القوي والحمض الضعيف - الأساس القوي والأساس الضعيف :

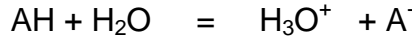
1-5 - الحمض القوي والحمض الضعيف :

** نقول عن الحمض AH تركيزه C_a أنه حمض قوي إذا تشرّد في الماء كلياً ويكون التفاعل تاماً نمذجته بالمعادلة :



بحيث يتحقق عند التوازن : $[\text{AH}]_0 = C_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$

** نقول عن الحمض AH تركيزه C_a أنه حمض ضعيف إذا تشرّد في الماء جزئياً ويكون التفاعل غير تام نمذجته بالمعادلة :



بحيث يتحقق عند التوازن : $[\text{AH}]_0 = C_a > [\text{H}_3\text{O}^+]$

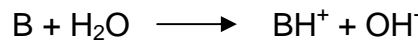
** مثال : S_1 ، S_2 حمضان بحيث :

- S_1 : HCl : $\{ \text{PH}_1 = 2 , C_1 = 10^{-2} \text{ mol/l} \}$ ← الحمض قوي لأن : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{PH}} = 10^{-2} = C_1$

- S_2 : CH_3COOH : $\{ \text{PH}_2 = 3, 4 , C_2 = 10^{-2} \text{ mol/l} \}$ ← الحمض ضعيف لأن : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol/l} < C_2$

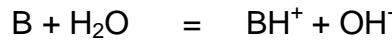
5 - 2 - الأساس القوي والأساس الضعيف :

** نقول عن أساس B أنه أساس قوي إذا تشرّد في الماء كلياً ويكون التفاعل تاماً نمذجته بالمعادلة :



بحيث يتحقق عند التوازن : $[\text{B}]_0 = [\text{OH}^-]$

** نقول عن أساس B أنه أساس ضعيف إذا تشرّد في الماء جزئياً ويكون التفاعل تاماً نمذجته بالمعادلة :

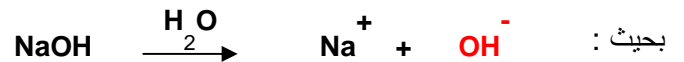


بحيث يتحقق عند التوازن : $[\text{B}]_0 > [\text{OH}^-]$

مثال : S_1 ، S_2 أساسان بحيث :

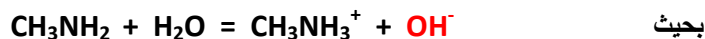
- S_1 : NaOH : $\{ \text{PH}_1 = 12 , C_1 = 10^{-2} \text{ mol/l} \}$ ← ومن العلاقة : $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

نجد أن : $[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/l}$ نلاحظ أن $[\text{OH}^-] = C_1$ ومنه الأساس NaOH قوي .



- S_2 : CH_3NH_2 : $\{ \text{PH}_2 = 10,8 , C_2 = 10^{-2} \text{ mol/l} \}$ ← $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,58 \times 10^{-11}$ $[\text{OH}^-] = 6,33 \times 10^{-4}$

نلاحظ أن $[OH^-] < C_2$ ومنه الأساس CH_3NH_2 أساس ضعيف .



II - * التوازن الكيميائي *

1 - * التقدم النهائي والتقدم الأعظمي لتحول كيميائي :

تجربة (1) : في درجة حرارة اعتيادية $25C^0$ نذيب $0,1mol$ من حمض الإيثانويك CH_3COOH في لتر من الماء المقطر ، يعطي قياس PH المحلول عند التوازن القيمة $PH = 2,9$

جدول التقدم : الكمية الابتدائية للحمض : $n_0(CH_3COOH) = 0,1mol$

المعادلة الكيميائية	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
الحالة الابتدائية	$n_0 = 0,1$	زيادة	0	0
الحالة النهائية	$0,1 - X_{max}$	زيادة	X_{max}	X_{max}

- نظريا : عند توقف التفاعل يكون : $x_{max} = 0,1mol$ وهو التقدم الأعظمي .

ومنه حسب جدول التقدم : $n_{H_3O^+} = x_{max} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{x_{max}}{V} = \frac{0,1}{1} \rightarrow [H_3O^+] = 0,1mol.l^{-1}$

- عمليا : لدينا $PH = 2,9$ ومنه $[H_3O^+] = 10^{-2,9}$ ← $[H_3O^+] = 1,26 \times 10^{-3} mol.l^{-1}$

ولدينا حسب جدول التقدم : $n_{H_3O^+} = [H_3O^+]V = X_f$ ← $x_f = 1,26 \times 10^{-3}mol$ وهو التقدم النهائي.

لاحظ أن : $x_{max} > x_f$ بالحساب نجد نسبة التقدم : $\frac{x_f}{x_{max}} = \frac{1,26 \times 10^{-3}}{0,1} = 0,0126$ أي $\frac{x_f}{x_{max}} = 1,26\%$

تجربة (2) : نذيب $240ml$ من غاز HCl في $1l$ من الماء المقطر حيث : $V_M = 24 l.mol^{-1}$ في شروط التجربة ، يعطي قياس PH المحلول عند التوازن القيمة $PH = 2$

جدول التقدم : الكمية الابتدائية للحمض : $n_0(HCl) = \frac{Vg}{V_M}$ ← $n_0(HCl) = \frac{0,24}{24} = 0,01mol$

المعادلة الكيميائية	$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$			
الحالة الابتدائية	$n_0 = 0,01$	زيادة	0	0
الحالة النهائية	$0,01 - X_{max}$	زيادة	X_{max}	X_{max}

- نظريا : عند توقف التفاعل يكون : $x_{max} = 0,01mol$

ومنه حسب جدول التقدم : $n_{H_3O^+} = x_{max} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{x_{max}}{V} = \frac{0,01}{1} \rightarrow [H_3O^+] = 0,01mol.l^{-1}$ ← $[H_3O^+] = 10^{-2} mol.l^{-1}$

- عمليا : لدينا $PH = 2$ ومنه $[H_3O^+] = 10^{-2}$ ← $[H_3O^+] = 10^{-2} mol.l^{-1}$

ولدينا حسب جدول التقدم : $x_f = 10^{-2} mol \leftarrow n_{H_3O^+} = [H_3O^+]V = X_f$
 لاحظ أن : $x_{max} = x_f$ بالحساب نجد نسبة التقدم : $\frac{x_f}{x_{max}} = \frac{0.01}{0.01} = 1$ أي $\frac{x_f}{x_{max}} = 100\%$

نسبة التقدم النهائي للتفاعل :

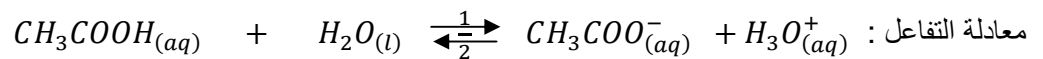
نسبة التقدم في أي لحظة تعرف بالعلاقة : $\tau(t) = \frac{X(t)}{x_{max}}$ ونسبة التقدم النهائية : $\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$

** التحول تام : $\tau = 1 \leftarrow \tau = 100\%$

** التحول غير تام : $\tau < 1 \leftarrow \tau < 100\%$

1-2 : مفهوم حالة التوازن :

تجربة (1) : نضع مقدار 50ml من محلول حمض الخل ($PH = 2.9$) في كأس ثم نضيف له قطرتين من محلول حمض الخل المركز تركيزه $C = 0,1 mol.l^{-1}$ فنلاحظ بعد التوازن أن مقياس PH - متر يشير إلى القيمة $PH = 2,7$



** التفسير : تناقص PH المحلول من 2,9 إلى 2,7 نتيجة زيادة تركيز $[H_3O^+]$ فيه أي زيادة x_f فالتوازن ينزاح في الاتجاه المباشر (1)

تجربة (2) : نعيد نفس التجربة بإضافة 0,5g من إيثانوات الصوديوم $(CH_3COO^- + Na^+)$ إلى الكأس السابق فيشير PH - متر للقيمة $PH = 5$

** التفسير : ترتفع قيمة PH المحلول من 2,9 إلى 5 نتيجة نقصان تركيز $[H_3O^+]$ أي تناقص x_f فالتفاعل ينزاح في الاتجاه المعاكس (2)

نتيجة : التقدم النهائي للجملة يتعلق بالتركيز الابتدائية .

1-3 : كسر التفاعل :

ليكن التحول الكيميائي الذي يؤدي إلى التوازن الكيميائي : $\alpha A_{(aq)} + \beta B_{(aq)} \rightleftharpoons \gamma C_{(aq)} + \lambda D_{(aq)}$

$$Q_r(t) = \frac{[D]_t^\lambda [C]_t^\gamma}{[B]_t^\beta [A]_t^\alpha}$$

يعرف كسر التفاعل في أي لحظة كما يلي :

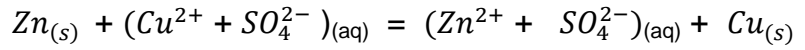
** ملاحظة : ① $Q_{r2} = \frac{1}{Q_{r1}}$ حيث Q_{r1} : كسر التفاعل المباشر ، Q_{r2} : كسر التفاعل العكسي

② الأجسام الصلبة ، الرواسب ، الغازات الغير المنحلة ، الماء (إذا كان حالاً) لا تظهر في عبارة Q_r

مثال - 1 : انحلال حمض الإيثانويك في الماء : $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

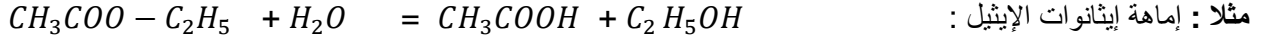
$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

مثال - 2 : نضع صفيحة من الزنك في محلول كبريتات النحاس :



$$Q_r = \frac{[SO_4^{2-}][Zn^{2+}]}{[SO_4^{2-}][Cu^{2+}]} = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

3 في تفاعل الأسترة والإماهة لانستثني الماء من عبارة كسر التفاعل ، لأن في هذين التحويلين الماء لا يكون حالا (مذبيا)



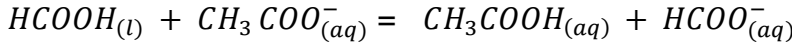
$$Q_r = \frac{[CH_3COOH] \times [C_2H_5OH]}{[CH_3COO - C_2H_5] \times [H_2O]}$$

4-1 : ثابت التوازن الكيميائي K : ثابت التوازن رمزه K قيمته تساوي Q_{rf} ويكتب بالشكل : $K = Q_{rf} = \frac{[D]_f^\lambda [C]_f^\gamma}{[B]_f^\beta [A]_f^\alpha}$

ملاحظة : ثابت التوازن لا يتعلق بكمية مادة المتفاعلات لكن يتعلق بدرجة الحرارة .

تطبيق :

نريد دراسة التفاعل بين $0,1mol$ من شوارد الإيثانوات CH_3COO^- مع $0,1mol$ من حمض الميثانويك $HCOOH$ الذي يتم التفاعل وفق المعادلة :



1- قدم جدول التقدم لهذا التفاعل .

2 - عين كسر التفاعل الابتدائي Q_{ri} .

3 - عين عبارة كسر التفاعل في نهاية التفاعل بدلالة نسبة التقدم النهائي τ_f .

4 - علما أن ثابت التوازن الموافق لهذه المعادلة هو $K = 13$. استنتج :

- النسبة النهائية لتقدم التفاعل .

- التقدم النهائي .

- التركيب المولي للمزيج عند نهاية التفاعل .

الإجابة :

1 - جدول تقدم التفاعل :

الحالة	التقدم	CH_3COO^-	+	$HCOOH$	=	CH_3COOH	+	$HCOO^-$
ابتدائية	$X = 0$	$0,1$		$0,1$		0		0
انتقالية	X	$0,1 - X$		$0,1 - X$		X		X
نهائية	X_f	$0,1 - X_f$		$0,1 - X_f$		X_f		X_f

2 - كسر التفاعل الابتدائي : $Q_{ri} = \frac{[CH_3COOH]_i [HCOO^-]_i}{[HCOOH]_i [CH_3COO^-]_i}$ ← $Q_{ri} = 0$

3 - عبارة كسر التفاعل بدلالة نسبة التقدم النهائي τ_f :

$$K = Q_{rf} = \frac{n_f(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot n_f(\text{HCOO}^-)}{n_f(\text{HCOOH}) \cdot n_f(\text{CH}_3\text{COO}^-)} \quad \text{اعتمادا على ما سبق :}$$

$$0,1 - X_{max} = 0 \Rightarrow X_{max} = 0,1 \text{ mol} \quad \text{إذا كان التفاعل تام:}$$

$$\tau_f = \frac{X_f}{X_{max}} \Rightarrow X_f = \tau_f X_{max} \Rightarrow X_f = 0,1\tau_f \quad \text{ولدينا :}$$

$$n_f(\text{CH}_3\text{COOH}) = X_f = 0,1\tau_f \quad \text{من جدول التقدم :}$$

$$n_f(\text{HCOO}^-) = X_f = 0,1\tau_f$$

$$n_f(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0,1 - X_f = 0,1 - 0,1\tau_f = 0,1(1 - \tau_f)$$

$$n_f(\text{HCOH}) = 0,1 - X_f = 0,1(1 - \tau_f)$$

بالتعويض في K

$$K = \frac{(0,1\tau_f)(0,1\tau_f)}{0,1(1-\tau_f)0,1(1-\tau_f)} \Rightarrow K = \frac{\tau_f^2}{(1-\tau_f)^2}$$

$$K = \frac{\tau_f^2}{(1-\tau_f)^2} = 13 \quad \text{4 - * نسبة التقدم النهائي :}$$

$$\frac{\tau_f}{1-\tau_f} = 3,6 \Rightarrow \tau_f = 3,6(1 - \tau_f) \longrightarrow \tau_f = 0,78$$

$$X_f = 0,078 \quad \text{* التقدم النهائي :}$$

* التركيب المولي للمزيج عند نهاية التفاعل :

- اعتمادا على جدول التقدم .

المزيج	CH_3COO^-	HCOOH	CH_3COOH	HCOO^-
n_f (mol)	0,022	0,022	0,078	0,078