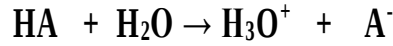


2- الأحماض و الأساس:

استناداً إلى نظرية العالم الدانمركي الأصل برونشتد Bronsted (1879 – 1947) ، نسمي حمضاً كلّ نوع جزيئي أو شاردي قادر على تحرير بروتون H^+ أو قادر على جعل المحل يحرّر بروتوناً. ونسمي أساساً كلّ نوع جزيئي أو شاردي قادر على تثبيت بروتون H^+ . بصيغة أخرى:

1- الحمض هو كل عنصر كيميائي قادر على فقدان بروتون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي و صيغته الجزيئية هي من الشكل (HA)



حيث (HA) الحمض و (A^-) الأساس المرافق له.

2- الأساس هو كل عنصر كيميائي قادر على اكتساب بروتون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي

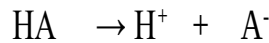


حيث (B) الأساس و (BH^+) الحمض المرافق له.

وفق للمعادلتين الكيميائيتين السابقتين المترافقان يشكّلان زوج (أساس/ حمض) ونرمز إلى هذا الزوج بالرمز : A/B .

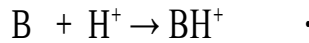
1.2 مفهوم الثنائية (أساس/ حمض):

1- تعرف الثنائية (أساس/ حمض) بأنها جملة متكونة من الحمض (HA) و الأساس المرافق له (A^-) اللذين تربطهما المعادلة الكيميائية



و تكتب هذه الثنائية على الشكل: (AH/A^-)

2- يكتسب الأساس بروتون حسب المعادلة التالية:



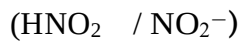
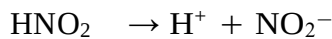
تعرف الثنائية (أساس/ حمض) بأنها جملة متكونة من الأساس (B) والحمض (BH^+) المرافق له و

تكتب هذه الثنائية على الشكل: (BH^+/B)

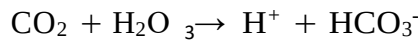
قاعدة: نكتب دائماً الحمض على يسار الخط المائل و الأساس على يمين الخط المائل.

نعرض فيما يلي أمثلة عن أزواج حمض/أساس:

1- حمض النتريت /شاردة النتريت :

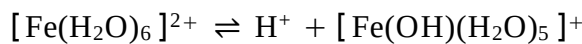


2- غاز ثنائي أكسيد الكربون /شاردة الكربونات الحامضية (البيكربونات) :

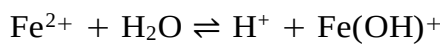


تؤدي أيضاً بعض الشوارد المعدنية مثل شاردة الحديد (II) Fe^{2+} (أو بتحديد أدق $2+$)

$[Fe(H_2O)_6]$ دور حموض :



وهو ما يُكتب على نحو أبسط كما يلي :



❖ 2.2 pH محلول:

ال pH هو عبارة عن سلم لقياس مدى حموضة محلول كيميائي وهو يتعلق بتركيز شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$.

نعرّف pH محلول بالصيغة التالية:

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0}$$

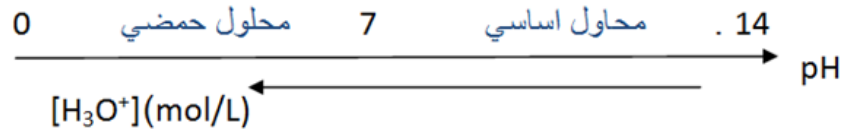
حيث $[H_3O^+]$ هو تركيز شوارد الهيدرونيوم في المحلول مقدراً بالوحدة mol/L و C_0 هو تركيز مرجعي يساوي $C_0 = 1.00 \text{ mol/L}$. وكثيراً ما نكتب pH بالصيغة $pH = -\log [H_3O^+]$ على أن يكون تركيز شوارد الهيدرونيوم في المحلول مقدراً بالوحدة mol/L.
 $[H_3O^+] = 10^{(-pH)}$

مثال:

لدينا محلول مائي تركيزه من شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ يساوي $4.8 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ فإن pH هذا المحلول يساوي $pH = -\log 4.8 \times 10^{-3} = 4.31$

❖ 3.2 سلم ال pH:

يزداد ال pH لمحلول كيميائي عندما يتناقص التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$. لاحظ المخطط التالي:



❖ المحاليل الحمضية و المحاليل القاعدية:

تتغير قيمة ال pH للمحاليل المائية عملياً ضمن المجال (0-14). وحسب قيمة ال pH يمكن تصنيف المحاليل المائية الى ثلاثة أصناف:

أ- المحاليل المائية المعتدلة:

يكون المحلول المائي معتدلاً إذا كان $[OH^-] = [H_3O^+]$ وفي هذه الحالة يكتب الجداء الشاردي للماء بالشكل التالي:

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = [H_3O^+]^2$$

$$-\log K_e = -2 \log [H_3O^+]$$

$$\rightarrow pK_e = 2 pH \rightarrow pH = \left(\frac{1}{2}\right)pK_e = (14/2) = 7$$

ب- المحاليل المائية الحمضية:

يكون المحلول المائي حمضياً بوضوح عندما تكون شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ أكبر أو يساوي عشرة أضعاف شوارد الهيدروكسيد $[OH^-]$ أي $[H_3O^+] \geq 10 [OH^-]$. بالاستعانة بالجداء الشاردي للماء: $[OH^-]$

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-]$$

$$[H_3O^+] \geq 10 \frac{K_e}{[H_3O^+]} \text{ أي } \frac{K_e}{[H_3O^+]} = [OH^-]$$

$$[H_3O^+]^2 \geq 10 K_e \implies pH \leq \left(\frac{1}{2}\right)(pK_e - 1)$$

وعند درجة حرارة 25°C يكون:

$$pH \leq (6.5)$$

ت- المحاليل المائية القاعدية:

يكون المحلول المائي قاعدياً بوضوح عندما تكون شوارد الهيدروكسيد $[OH^-]$ أكبر أو يساوي عشرة أضعاف شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ أي $[OH^-] \geq 10 [H_3O^+]$. بالاستعانة بالجداء الشاردي للماء:

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

$$\frac{K_e}{[H_3O^+]} \geq 10 [H_3O^+]$$

وعند درجة حرارة 25°C يكون:

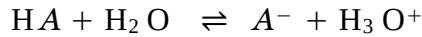
$$7.5 \leq pH$$

- وبالتالي، في محلول مائي عند درجة حرارة 25°:
- إذا كان $pH \leq 6.5$ يكون لدينا $[OH^-]$ مهملاً أمام $[H_3O^+]$
 - إذا كان $pH \leq 7.5$ يكون لدينا $[H_3O^+]$ مهملاً أمام $[OH^-]$

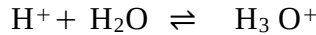
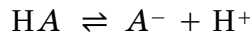
0	6.5	7	7.5	14
وسط حامضي بوضوح ويمكن إهمال التحليل البروتوني للماء $[H_3O^+] \gg [OH^-]$	وسط متعادل لا يمكن إهمال التحليل البروتوني للماء $[H_3O^+] = [OH^-]$	وسط قاعدي بوضوح يمكن إهمال التحليل البروتوني للماء $[H_3O^+] \ll [OH^-]$		

4.2 ثابت الحموضة (Ka) للثنائية (أساس/حمض):

لو وضعنا الحمض HA في الماء، ليتفاعل معه وفقاً للمعادلة التالية:



هذا التفاعل حمضي-الأساس بين الحمض HA والأساس H_2O مكونين الثنائيتين HA / A^- و H_3O^+ / H_2O وفقاً للمعادتين:



وعندما يكون المحلول ممدداً تمديداً كافياً، فإن تراكيز الأنواع الكيميائية الواردة في المعادلة المحصلة للتوازن السابق باستثناء الماء، تحقق شرط التوازن الذي ثابته يعطى بالشكل التالي:

$$Ka = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[AH]}$$

يسمى Ka ثابت الحموضة، وهو ثابت لا يتعلق إلا بدرجة الحرارة. ويمكن كتابته:

$$pKa = -\log(Ka)$$

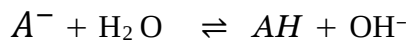
❖ العلاقة بين pH و pKa

لدينا علاقة ثابت الحموضة:

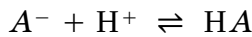
$$\begin{aligned}
 Ka &= \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[AH]} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{Ka.[AH]}{[A^-]} \\
 \rightarrow -\log[H_3O^+] &= -\log\left(\frac{Ka.[AH]}{[A^-]}\right) = -\log Ka - \log \frac{[AH]}{[A^-]} \\
 &= pKa + \log \frac{[A^-]}{[AH]} \quad pH = pKa - \log \frac{[AH]}{[A^-]}
 \end{aligned}$$

❖ ثابت الأساسية (Kb) للثنائية (أساس/حمض):

لو وضعنا الأساس A^- في الماء، ليتفاعل معه وفقاً للمعادلة التالية:



جرى هذا التفاعل حمضي-الأساس بين الأساس A^- والحمض H_2O مكونين الثنائيتين A^- / AH و H_2O / OH^- وفقاً للمعادتين:



وعندما يكون المحلول ممدداً تمديداً كافياً، فإن تراكيز الأنواع الكيميائية الواردة في المعادلة المحصلة للتوازن السابق باستثناء الماء، تحقق شرط التوازن الذي ثابته يعطى بالشكل التالي:

$$Kb = \frac{[HO^-] \cdot [AH]}{[A^-]}$$

يسمى Kb ثابت الحموضة , وهو ثابت لا يتعلق إلا بدرجة الحرارة. و يمكن كتابته:

$$pKb = -\log(Kb)$$

ان الثابتين Ka و Kb غير مستقلين أذ يرتبطان بالعلاقة التالية:

$$Kb \cdot Ka = \frac{[HO^-] \cdot [AH]}{[A^-]} \cdot \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[AH]} \\ [HO^-] \cdot [H_3O^+] = KeKb \cdot Ka =$$

وهكذا نستطيع أن نكتب:

$$pKb + pKa = pKe$$

وهذه العلاقة تربط بين ثابت الحموضة و ثابت الأساسية للثنائية (أساس/ حمض) في الماء.

5.2 مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية للثنائية (أساس/ حمض):

$$pKa + \log \frac{[A^-]}{[AH]} pH =$$

لدينا العلاقة التالية, يمكن استخلاص ثلاث حالات :

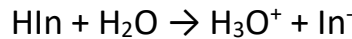
أ - الحالة الأولى: $\log \frac{[A^-]}{[AH]} = 0 \leftarrow pK_{apH} \leftarrow \frac{[A^-]}{[AH]} = 1$ ومنه لا توجد صفة غالبية أي أن المحلول متعادل.

ب - الحالة الثانية: $\log \frac{[A^-]}{[AH]} > 0 \leftarrow \frac{[A^-]}{[AH]} > 1$ هذا يعني أن $pK_{apH} >$ ومنه الصفة الأساسية هي الغالبة.

ج - الحالة الثالثة: $\log \frac{[A^-]}{[AH]} < 0 \leftarrow \frac{[A^-]}{[AH]} < 1$ هذا يعني أن $pK_{apH} <$ ومنه الصفة الحمضية هي الغالبة.

❖ تطبيقات على الكواشف الملونة:

الكاشف الملون هو عبارة عن ثنائية (أساس/ حمض) (HIn / In^-) حيث يكون للصفة الحمضية و الصفة الأساسية معادلة التفاعل الكاشف الملون مع الماء:



- أن ثابت الحموضة المرفق لهذه المعادلة الكيميائية:

$$Ka = \frac{[H_3O^+] \cdot [In^-]}{[HIn]}$$

$$pKa + \log \frac{[In^-]}{[HIn]} pH = \text{ ومنه:}$$

أن لون المحلول يتعلق بالنسبة $\frac{[In^-]}{[HIn]}$ و بالتالي بقيمة ال pH حيث: $(pKa - 1 < pH < pKa + 1)$

اللون	التغير اللوني	اللون	الكاشف
أصفر	3,1-4,4	أحمر	الهليانثين
أصفر	4,2-6,2	أحمر	أحمر الميثيل
أزرق	6,0-7,6	أصفر	أزرق البروموتيمول
وردي	8,2-10,0	عديم اللون	الفينول فتالين