

الفصل 7: التوازن الكيميائي - ملحق: توازن الأحماض والأسس

1	التوازنات حمض - أساس (EQUILIBRE ACIDO-BASIQUE)	2
2	تعريف الأحماض والأسس	2
2.1	الأحماض والأسس حسب BRONSTED - LOWRY	2
2.2	الأحماض والأسس حسب LEWIS	3
3	ثابت التوازن K في التفاعلات حمض - أساس	3
4	التفكك الذاتي للمذيب AUTOPROTOLYSE DU SOLVANT HS	3
5	ثابت الحموضة K_A	4
6	ثابت الأسية K_B	4
7	PH محلول	5
8	POH محلول	5
9	تطبيقات	5

الفصل 7: التوازن الكيميائي - ملحق: توازن الأحماض والأسس

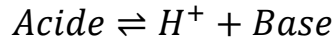
1 التوازنات حمض - أساس (Equilibre acido-basique)

يعود مفهوم الحمض والأساس إلى القرن السابع عشر، لكن حتى القرن التاسع عشر للحصول على مفهوم الحمض (Acide) والأساس (Base). يعرف Arrhenius الأحماض على أنها أفراد تحرر H^+ والأسس تحرر HO^- ، هذه النظرية المطبقة في المحاليل المائية، تم تعميمها لتشمل مختلف المذيبات. سنقتصر في هذا الفصل على المذيبات البروتونية (Solvants protoniques) من نوع HS، بالتحديد المائية فقط H_2O .

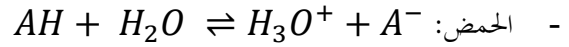
2 تعريف الأحماض والأسس

2.1 الأحماض والأسس حسب Bronsted - Lowry

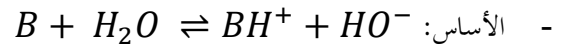
تعتبر نظرية برونشتد - لوري (Bronsted - Lowry) الأكثر واقعية، تستعمل مفهوم الثنائية مستقبل ومقدم H^+ : (acide/base).



الطبيعة حمض - أساس لفرد كيميائي يعبر عنه بمعادلة acide/base أي A/B مع المذيب:

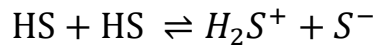
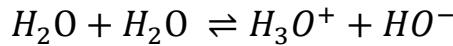


ونكتب الثنائيتين: (AH / A^-) و (H_3O^+ / H_2O) .



ونكتب الثنائيتين: (BH^+ / B) و (H_2O / HO^-) .

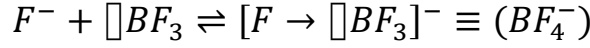
يمكن للمذيب أن يلعب دور حمض كما يمكنه أن يلعب دور أساس، ويدعى أمفوتيري Amphotère. تعود هذه الظاهرة إلى التفكك الذاتي للمذيب (Autodissociation) مثل الماء:



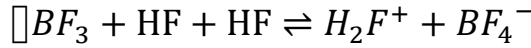
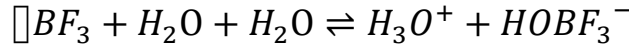
H_3O^+ (H_2S^+) يمثل الحمض المرافق للمذيب، أما HO^- (S^-) فيمثل الأساس المرافق للمذيب.

2.2 الأحمض والأسس حسب Lewis

قام لويس Lewis بتعميم للتعريف بمفهوم الزوج الإلكتروني. الحمض هو مستقبل لزوج إلكتروني والأساس هو معط أو مقدم لزوج إلكتروني. يمكن اختصار معادلة حمض - أساس بتشكيل رابطة donneur / accepteur حيث:



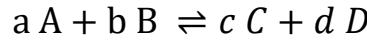
حالة مذيب بروتوني، يتفاعل حمض Lewis مع المذيب (الأساس المرافق للمذيب) وفق:



إن استعمال مختلف المركبات الحمضية - الأساسية في مختلف المذيبات يسمح بالحصول على أوساط حمضية مختلفة: أوساط عالية الحمضية في أوساط عالية الأساسية. بالتعريف، الحمضية تمثل فعالية الأيون H^+ منحل في المذيب. الطبيعة الحمضية لوسط تتعلق بكمية H_2S^+ وحالة انحلال أيون H^+ .

3 ثابت التوازن K في التفاعلات حمض - أساس

تعطى علاقة ثابت التوازن كل التفاعلات حمض - أساس كالتالي، حيث a_A, a_B, a_C, a_D تمثل فعالية A, B, C, D عند التوازن

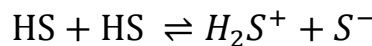
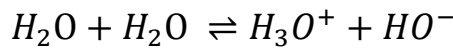


$$K = \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b} = \frac{[C]_{\acute{e}q}^c [D]_{\acute{e}q}^d}{[A]_{\acute{e}q}^a [B]_{\acute{e}q}^b}$$

$[A]_{\acute{e}q}, [B]_{\acute{e}q}, [C]_{\acute{e}q}, [D]_{\acute{e}q}$ تراكيز نفس الأفراد الكيميائية.

4 التفكك الذاتي للمذيب HS Autoprotolyse du solvant

تعتبر تفاعلات التفكك الذاتي للمذيب، مثل الماء تفاعلات توازن و تتميز بثابت التفكك الذاتي K_i أو K_e :



إذا كان توازن التفكك ضعيفا، فإن فعالية المذيب تكون ثابتة، حيث: $[H_2O] = a_{H_2O} = 1$

$$K_i = \frac{[H_2S^+][S^-]}{[HS][HS]} = [H_2S^+][S^-]$$

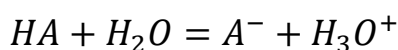
$$K_e = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{[H_2O][H_2O]} = [H_3O^+][HO^-] = 10^{-14} \text{ à } 25C^\circ$$

K_i يتعلق بدرجة الحرارة (قانون Van't Hoff) نستعمل عادة $K_i = -\text{Log}K_i$.

Solvant	H ₂ O	HF	NH ₃	C ₂ H ₅ OH
Température °C	25	0	- 60	25
pK _i	14	13,7	27,7	19

5 ثابت الحموضة K_a

تفاعل انحلال حمض ضعيف في الماء



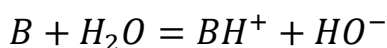
تعطى علاقة K_a

$$K_a = [H_3O^+] \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

6 ثابت الأسية K_b

تفاعل انحلال أساس ضعيف في الماء



تعطى علاقة K_b

$$K_b = [HO^-] \frac{[BH^+]}{[B]}$$

$$pK_b = -\log K_b$$

بصفة عامة، لتفاعل ما:

$$K_a \times K_b = [H_3O^+] \frac{[Base]}{[Acide]} \times [HO^-] \frac{[Acide]}{[Base]} = [H_3O^+][HO^-] = K_e$$

$$pK_a + pK_b = pK_e$$

7 pH محلول

ترتبط حمضية محلول بالأيون H^+ المنحل في المذيب، وتقدر بالعلاقة:

$$pH = -\text{Log} [H_3O^+]$$

8 pOH محلول

ترتبط أسية محلول بالأيون HO^- المنحل في المذيب، وتقدر بالعلاقة:

$$pOH = -\text{Log} [HO^-]$$

9 تطبيقات

تطبيق 1: أحسب تركيز شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ والهيدروكسيد $[HO^-]$ في الماء النقي عند $100^\circ C$ ، ماذا تستنتج، حيث:

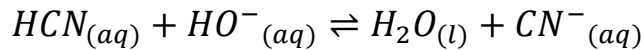
$$K_e(373) = 49 \times 10^{-14}$$

تطبيق 2: أحسب تركيز شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ والهيدروكسيد $[HO^-]$ عند $25^\circ C$ لمحلول مائي من $NaOH$ تركيزه

$$[NaOH] = 0,2 \text{ mol/L}$$

تطبيق 3: هل يكون المحلول متعادلا عند $-5^\circ C$ ، إذا كان $pH = 7$

تطبيق 4: أحسب K_b للتفاعل التالي، علما أن $K_a(HCN) = 2,1 \times 10^{-9}$:



تطبيق 5: أحسب تركيز شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في محلول مائي للحمض HNO_2 حيث:

$$K_a(HNO_2) = 5,1 \times 10^{-4} \text{ و } [HNO_2] = 0,12 \text{ mol/L}$$

تطبيق 6: أحسب تركيز شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في محلول تركيزه الابتدائي من حمض الفورميك (حمض الميثانويك)

$$K_a(HCOOH) = 1,8 \times 10^{-4} \text{ حيث: } [HCOOH]_0 = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

تطبيق 7: أحسب تركيز شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في محلول تركيزه الابتدائي من الأمونياك NH_3

$$K_b(NH_3) = 1,8 \times 10^{-5} \text{ حيث: } [NH_3]_0 = 0,075 \text{ mol/L}$$