



I] Application de la loi d'action de masse :

Soient deux couples acide - base $\left(\frac{A_1H}{A_1^-} \right)$ et $\left(\frac{A_2H}{A_2^-} \right)$.

La réaction acide - base mettant en jeu ces deux couples est : $A_1H + A_2^- \xrightleftharpoons[(2)]{(1)} A_2H + A_1^-$

La loi d'action de masse s'écrit :

.....

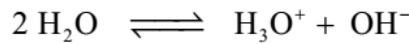
La réaction acide-base étant rapide, l'équilibre s'établit instantanément. On écrit alors :

.....

- Si $K > 1$: à l'équilibre le système est déplacé dans le l'acide1(A_1H) est
..... que l'acide2(A_2H) et la base2(B_2) est que la base1(B_1) .
- Si $K < 1$: à l'équilibre le système est déplacé dans le l'acide2 (A_2H) est
..... que l'acide1(A_1H) ; la base1(B_1) est que la base2 (B_2) .
- Si $K \approx 1$: l'acide1 et l'acide2 ont des forces voisines et la base1 et la base2 ont des forces voisines.
➤ *Donc, à l'acide le plus fort correspond la base conjuguée la plus faible.*

Exemple : Le produit ionique de l'eau :

Considérons la réaction d'auto dissociation de l'eau :



Le produit ionique de l'eau est défini par : $K_e = [H_3O^+][OH^-]$

La réaction d'ionisation propre de l'eau met en jeu les couples $\left(\frac{H_3O^+}{H_2O} \right)$ et $\left(\frac{H_2O}{OH^-} \right)$.

L'expression de K_e est l'expression usuelle de la constante d'équilibre associée à la réaction d'ionisation propre de l'eau.

Remarques :

- K_e ne dépend que de la **température**.
- $K_e = 10^{-14}$ à 25 °C
- D'après l'électroneutralité de l'eau : $[H_3O^+] = [OH^-] \rightarrow$ à 25 °C, $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

II] Force des acides et des bases :

1/ Couple de référence :

Pour comparer les forces des couples acides/base entre eux, il est commode de les comparer à un mêmes couple pris comme référence tel que

2 - la constante d'acidité :

a- Définition :

Soit la réaction d'un acide AH avec l'eau :

Cette réaction met en jeu les deux couples





La constante d'équilibre usuelle de cette réaction particulière est appelée

Dans le cas générale :

Exemples : à 25°C

couples	Ka
HNO ₃ /NO ₃ ⁻	10 ²	
H₃O⁺/H₂O		
HSO ₄ ⁻ /SO ₄ ²⁻	1,15.10 ⁻²	
HCOOH/HCOO ⁻	1,80.10 ⁻⁴	
NH ₄ ⁺ /NH ₃	5,60.10 ⁻¹⁰	
H₂O/OH⁻		
CH ₃ OH/CH ₃ O ⁻	1,26.10 ⁻¹⁶	

H₃O⁺/H₂O

.....

.....

.....

.....

.....

.....

H₂O/OH⁻

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Remarque : les valeurs des constantes d'acidité sont généralement des puissances négatives de 10 , il est plus commode d'utiliser une expression logarithmique définit par :

b- Classification des acides selon les constantes d'acidités Ka et pKa :

- Le couple qui a la constante d'acidité **Ka la plus grande** possède l'acide le
- Le couple qui a le **pKa le plus faible** possède l'acide le
- Un acide est d'autant plus fort que sa base conjuguée est

c- Nature des acides selon les constantes d'acidités Ka et pKa

- Un acide fort est un acide que H₃O⁺.
- Un acide faible est un acide que H₂O mais que H₃O⁺.
- Un acide inerte est un acide nettement que H₂O.



d- Relation entre la constante d'acidité Ka et la constante d'équilibre K :

<p>On considère les couples suivants :</p> <p>Couple1: A₁H/A₁⁻ :</p> <p>Couple2: A₂H/A₂⁻ :</p> <p>• Réaction acide base entre A₁H et A₂::</p> <p>.....</p>	<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
--	--





3°/ Les constantes de basicités :

a- Définition :

Soit la réaction :

Cette réaction met en jeu les deux couples.....

La constante d'équilibre de cette réaction particulière est appelée.....

Par définition la constante pK_b s'écrit

b- Classification des bases selon les constantes des basicités K_b et pK_b :

Le couple qui a la constante de basicité K_b la **plus grande** possède la base la

Le couple qui a le pK_b le **plus faible** possède la base la

Une base est d'autant plus forte que son acide conjuguée est

c- Nature des bases selon les constantes des basicités K_b et pK_b

- Une base forte est une base
- Une base faible est une base
- Une base inerte est une base nettement



4°/ Relation entre K_a et K_b pour un même couple acide/base :





ANNEXE

Relation entre la classification des acides et celle de leurs bases conjuguées

Comme $pK_a + pK_b = 14$ à 25°C , pour un couple acide/base donné, plus la constante d'acidité K_a est grande plus la constante de basicité K_b est petite :

- Un acide fort est conjugué à une base inerte. Exemples : HCl/Cl^- , HI/I^- ;
- Un acide inerte est conjugué à une base forte. Exemples : $\text{NH}_3/\text{NH}_2^-$, $\text{CH}_3\text{OH}/\text{CH}_3\text{O}^-$;
- Un acide faible est conjugué à une base faible. Exemples: $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$; $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

Force de l'acide	↑	Acide	Base conjuguée	K_a	pK_a	pK_b	↓	Force de la base
ACIDES FORTS	↑	HCl	Cl^-	10^7	-7	21	↓	BASES INERTES
		H_2SO_4	HSO_4^-	10^4	-4	18		
		HNO_3	NO_3^-	10^2	-2	16		
		H_3O^+	H_2O	55,35	-1,74	15,74		
ACIDES FAIBLES		HSO_4^-	SO_4^{2-}	$1,15 \cdot 10^{-2}$	1,94	12,06		BASES FAIBLES
		HNO_2	NO_2^-	$5,00 \cdot 10^{-4}$	3,30	10,70		
		HCO_2H	HCO_2^-	$1,80 \cdot 10^{-4}$	3,75	10,25		
		$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	CH_3CO_2^-	$1,80 \cdot 10^{-5}$	4,75	9,25		
		$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$	HCO_3^-	$4,47 \cdot 10^{-7}$	6,35	7,65		
		HClO	ClO^-	$3,20 \cdot 10^{-8}$	7,5	6,5		
		NH_4^+	NH_3	$5,60 \cdot 10^{-10}$	9,25	4,75		
		H_2O	OH^-	$1,80 \cdot 10^{-16}$	15,74	-1,74		
ACIDES INERTES		CH_3OH	CH_3O^-	$1,26 \cdot 10^{-16}$	15,90	-1,90		BASES FORTES
	NH_3	NH_2^-	10^{-23}	23	-9			

- La force d'un acide AH et celle de sa base conjuguée, sont liées et varient en sens inverse.
- La connaissance de la constante K_a entraîne celle de K_b et inversement.
- La constante K_a ou le pK_a suffit pour caractériser la force d'un couple acide / base.

