

Les réactions acido-basiques :



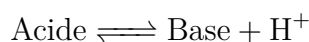
Ce fichier est préparé par **Compil'Court** d'ENSA Agadir.
∇ error found ∈ doc : contact us on [discord](#).
Let's make ENSA AGADIR great again !

Définitions :

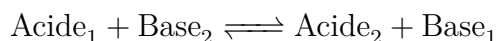
Acide : Toute espèce chimique capable de céder un proton H^+ .

Base : Toute espèce chimique capable d'accepter un proton H^+ .

Couple Acido-basique :

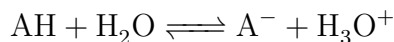


Réaction Acido-basique :



Force des acides et des bases :

Soit la réaction suivante :



On associe à cette réaction deux constantes :

$$K_A = \underbrace{\frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}}_{\text{Constante d'acidité}} \quad \text{Et} \quad K_B = \underbrace{\frac{[AH][OH^-]}{[A^-]}}_{\text{Constante de basicité}}$$

Et pour un couple acido-basique on a toujours la vérification de la relation :

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

Un acide fort se caractérise par sa proportionnalité à sa constante d'acidité :

$$\text{Acide est fort : } K_A \nearrow, pK_A \searrow, pH \searrow, [H_3O^+] \nearrow, [OH^-] \searrow$$

Alors qu'une base forte est caractérisée par sa proportionnalité à sa constante de basicité :

$$\text{Base est forte : } K_B \nearrow, pK_B \searrow, pH \nearrow, [H_3O^+] \searrow, [OH^-] \nearrow$$

Un acide faible est caractérisée par :

$$\frac{K_A}{C_0} \leq 0,01$$

Alors qu'une base forte par :

$$\frac{K_B}{C_0} \leq 0,01$$

Mesure de pH :

Acide fort : d'après le principe de conservation de la matière : $C_0 = [\text{H}_3\text{O}^+]$ et par neutralité électrique : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$ donc : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0$ donc :

$$\text{pH} = -\log C_0$$

Acide faible : d'après le principe de conservation de la matière $C_0 = [\text{AH}]$ et par neutralité électrique de la solution : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$ et on a : $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_0}$:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_A - \log C_0)$$

Mélange de 2 acides forts : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}_1^-] + [\text{A}_2^-] = C_1 + C_2$, donc :

$$\text{pH} = -\log(C_1 + C_2)$$

Mélange d'acide fort et faible : le pH est imposé par l'acide fort donc :

$$\text{pH} = -\log C_1$$

Mélange de 2 acides faibles : D'après le principe de conservation de la matière on a : $C_1 = [\text{AH}_1]$ et $C_2 = [\text{AH}_2]$, et :

$$[\text{A}_1^-] = \frac{K_{A_1}[\text{AH}_1]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{et} \quad [\text{A}_2^-] = \frac{K_{A_2}[\text{AH}_2]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Par neutralité électrique :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}_1^-] + [\text{A}_2^-] = \frac{K_{A_1}[\text{AH}_1] + K_{A_2}[\text{AH}_2]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Donc :

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log (K_{A_1} C_1 + K_{A_2} C_2)$$

Base forte : D'après le principe de conservation de la matière on a : $C_0 = [\text{OH}^-]$ et par neutralité électrique de la solution on a : $[\text{BH}^+] = [\text{OH}^-]$ donc :

$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log C_0$$

Base faible : D'après le principe de conservation de la matière on a : $C_0 = [\text{B}]$ et par neutralité électrique de la solution on a : $[\text{BH}^+] = [\text{OH}^-]$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{p}K_A + \log C_0)$$

Mélange de 2 bases forte : (Les mêmes approximations)

$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log(C_1 + C_2)$$

Mélange de base faible et forte :

$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log C_1$$

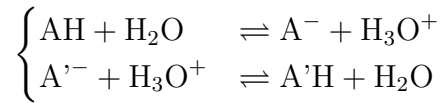
Mélange de 2 bases faibles :

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \log (K_{A_1} C_1 + K_{A_2} C_2)$$

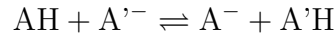
Dosage acido-basique :

Équivalence acido-basique :

Soit les demi-réactions suivantes :



Donc l'équation est :



À l'équivalence on a : $C_1V_1 = C_2V_2 \Leftrightarrow n_1 = n_2$

Dosage d'un acide fort H_3O^+ + base forte OH^- :



Avant l'équivalence : ($n_1 > n_2$)

$$\text{pH} = -\log(C_1) = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$$

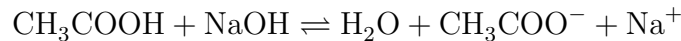
À l'équivalence : ($n_1 = n_2$)

$$\text{pH} = 7$$

Après l'équivalence : ($n_1 < n_2$)

$$\text{pH} = 14 + \log C_0$$

Dosage d'un acide faible + base forte : Par exemple CH_3COOH et NaOH



Avant l'équivalence : $V_b = 0$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$$

À la demi équivalence :

$$\text{pH} = \text{p}K_A$$

À l'équivalence :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{p}K_A + \log C'_a) \quad \text{où} \quad C'_a = \frac{C_a V_a}{V_T}$$

Après l'équivalence :

$$\text{pH} = 14 + \log(C'_a + C'_b) \quad \text{où} \quad C'_a = \frac{C_a V_a}{V_T} \quad \text{et} \quad C'_b = \frac{C_b V_b}{V_T}$$