

Acide- Base

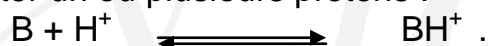
Voir animation

I. Rappels selon Brönsted et Lowry :

* Un **acide** est une entité chimique , électriquement chargée ou non , pouvant céder un ou plusieurs protons .



* Une **base** est une entité chimique , électriquement chargée ou non , pouvant capter un ou plusieurs protons .



* Soit la réaction acide – base : $\text{AH} + \text{B} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{BH}^+$. Cette réaction met en jeu les deux couples acide / base AH / A^- et BH^+ / B .

II. La loi d'action de masse

Soit la réaction : $\text{Acide1} + \text{Base2} \rightleftharpoons \text{Base1} + \text{Acide2}$ mettant en jeu les couples acide /base

(**Acide1/ Base1**) et (**Acide2/ Base2**) , et de constante d'équilibre

$$K = \frac{[\text{Base1}]_{\text{éq}} \cdot [\text{Acide2}]_{\text{éq}}}{[\text{Acide1}]_{\text{éq}} \cdot [\text{Base2}]_{\text{éq}}} .$$

- Si $K > 1$: La réaction directe est favorisée \Rightarrow l' **Acide1** est plus fort que l' **Acide2** ; la **Base2** est plus forte que la **Base1** .
- Si $K < 1$: l' **Acide2** est plus fort que l' **Acide1** ; la **Base1** est plus forte que la **Base2** .
- 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** .

III. Conditions d'évolution spontanée :

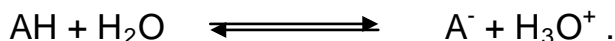
pour prévoir le sens d'évolution spontané , il comparer π_0 à K :

- Si $\pi_0 < K$: la réaction directe se produit spontanément .
- Si $\pi_0 > K$: la réaction inverse se produit spontanément
- Si $\pi_0 = K$: le système est en équilibre dynamique .



IV. Constante d'acidité K_a et pK_a :

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



Cette réaction met en jeu les deux couples AH/A⁻ et H₃O⁺/H₂O .

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

constante d'acidité : K_a . $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$ (K_a ne dépend que de la température) .

$$pK_a = -\log K_a \Leftrightarrow K_a = 10^{-pK_a}$$

- Un **acide** est d'autant plus fort que la valeur de sa constante d'acidité **K_a est plus grande** et que la valeur de son **pK_a est plus faible**.
- un acide est d'autant plus fort que sa base conjuguée est plus faible .
- Pour un acide fort ($K_a > 55,35$) la base conjuguée est inerte

V. Constante de basicité K_b et pK_b :



Cette réaction met en jeu les deux couples (BH⁺/B) et (H₂O/ OH⁻) .

La constante d'équilibre de cette réaction particulière est appelée constante de basicité et notée **K_b** . (K_b ne dépend que de la température) .

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \Rightarrow \underline{PK_b = -\log K_b \Leftrightarrow K_b = 10^{-pK_b}}$$

- Une **base** est d'autant plus **forte** que la valeur de sa constante de basicité **K_b est grande** et que la valeur de son **pK_b est faible** .
- Une **base** est d'autant plus **forte** que son acide conjugué est plus **faible** .
- Pour une **base** forte $K_b > 55,35$) l'acide conjugué est inerte

VI. Relation entre K_a et K_b pour un même couple acide/base :

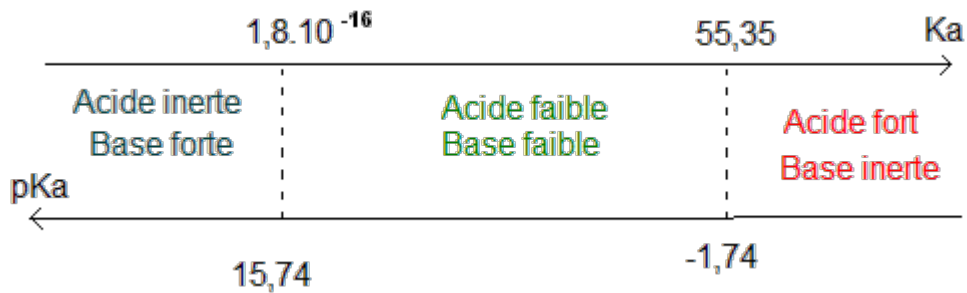
$$K_a \cdot K_b = K_e$$

Avec $K_e = 10^{-14}$ à 25°C .

$$pK_e = -\log K_e \Leftrightarrow K_e = 10^{-pK_e}$$

$Pk_e = 14$ à 25°C .

$$pK_a + pK_b = pK_e$$



V. pH des solutions aqueuses :

1°) pH d'une solution aqueuse d'un monoacide fort :

Pour une solution d'un monoacide fort dont la concentration initiale est C_a ,

on a :

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

$$\text{soit } C_a = 10^{-\text{pH}}$$

2°) pH d'une solution aqueuse d'un monoacide faible

Pour une solution d'un monoacide faible dont la concentration initiale est C_a ,

on a :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C_a)$$

$$\text{soit } C_a = 10^{\text{p}K_a - 2 \text{pH}}$$

3°) pH d'une solution aqueuse d'une monobase forte :

Pour une solution d'une monobase forte dont la concentration initiale est C_b ,

on a :

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

$$\text{soit } C_b = 10^{\text{pH} - \text{p}K_e}$$

4°) pH d'une solution aqueuse d'une monobase faible :

Pour une solution d'une monobase faible dont la concentration initiale est C_b ,

on a :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a + \text{p}K_e + \log C_b)$$

$$\text{soit } C_b = 10^{2\text{pH} - \text{p}K_a - \text{p}K_e}$$

VI. Comparaison de la force des acides et celle des bases :

1°) Selon la concentration initiale :

✓ A pH égaux, l'acide le plus fort est celui à qui correspond la concentration initiale la plus faible.

✓ A pH égaux, la base la plus forte est celle à qui correspond la concentration initiale la plus faible.

2°) Selon la valeur du pH :

- ✓ A concentrations égales, l'acide le plus fort est celui de la solution dont le pH est le plus faible .
- ✓ A concentrations égales, la base la plus forte est celle de la solution dont le pH est le plus grand .

VII. Taux d'avancement final :

$$\tau_f = \frac{X_f}{X_{\max}}$$

* Pour les solutions acides , $\tau_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C}$.

Si l'acide est fort $\tau_f = 1$; si l'acide est faible $\tau_f < 1$.

* Pour les solutions basiques , $\tau_f = \frac{[\text{OH}^-]}{C}$.

(si la base est forte $\tau_f = 1$; si l'acide est faible $\tau_f < 1$)

VIII. Force d'un acide – Force d'une base :

1°) Cas d'un acide :

Pour connaître la force d'un acide , il suffit de calculer $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ et la comparer à C :

- Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < C \Rightarrow$ L'acide est faible .
- Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = C \Rightarrow$ L'acide est fort .

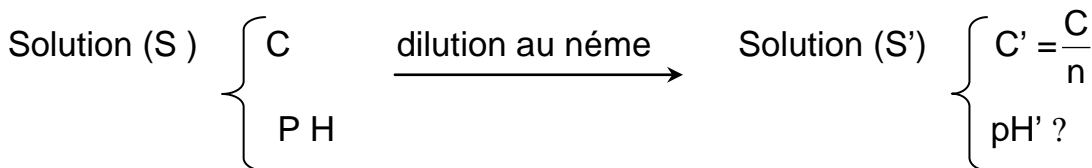
2°) Cas d'une base :

Pour connaître la force d'une base on peut calculer la valeur de

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$
 et la comparer à C :

- Si $[\text{OH}^-] < C \Rightarrow$ La base est faible .
- Si $[\text{OH}^-] = C \Rightarrow$ La base est forte .

IX. Effet d'une dilution au néme sur le pH d'une solution :



1°) Cas d'une solution acide :

⊕ Pour un acide fort :

$$pH = -\log C_a \quad ; \quad pH' = -\log Ca' = -\log \frac{C_a}{n} = -\log C_a + \log(n)$$

Donc , $pH' = pH + \log(n)$

⊕ Pour un acide faible faiblement ionisé : $pH = \frac{1}{2} (pKa - \log C_a)$;

Si après dilution l'acide reste faiblement ionisé

$$pH' = \frac{1}{2} (pKa - \log C_a') = \frac{1}{2} (pKa - \log C_a + \log(n)) = \frac{1}{2} (pKa - \log C_a) + \frac{1}{2} \log(n)$$

Donc , $pH' = pH + \frac{1}{2} \log(n)$

2°) Cas d'une solution basique :

➤ Pour une base forte : $pH = pKe + \log C_b \quad ;$

$$pH' = pKe + \log C_b' = pKe + \log \frac{C_b}{n} = pKe + \log C_b - \log(n) .$$

Donc $pH' = pH - \log(n)$

➤ Pour une base faible faiblement ionisée : $pH = \frac{1}{2} (pKa + pKe + \log C_b)$;

Si après ionisation n fois la base reste faiblement ionisé

$$pH' = \frac{1}{2} (pKa + pKe + \log C_b') = \frac{1}{2} (pKa + pKe + \log C_b - \log(n))$$

$$= \frac{1}{2} (pKa + pKe + \log C_b) - \frac{1}{2} \log(n)$$

Donc , $pH' = pH - \frac{1}{2} \log(n)$