

Chapitre II Les acides et les bases

II-1 Définition de BRØNSTEDT

Un acide est une entité chimique capable de donner un ou plusieurs protons.

Une base est une entité chimique capable de capter un ou plusieurs protons.

Autres définitions

Définition de LEWIS , un acide est un accepteur de doublet d'électrons et une base un donneur de doublet d'électrons . Cette définition est très utilisée en acides et bases organiques.

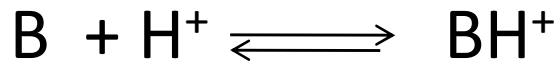
Définition d'ARRHENUS: Cette théorie ne prend en considération que les solutions aqueuses, alors que des réactions peuvent se faire en phase gazeuse ou dans d'autres solvants que H₂O

C'est la définition de **Bronsted** qu'on va suivre dans notre cours.



où AH est l'acide et A⁻ sa base conjuguée.

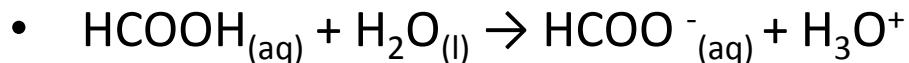
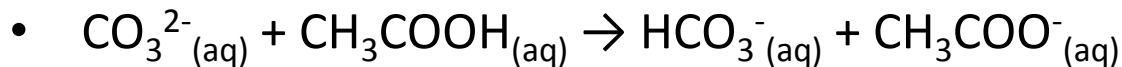
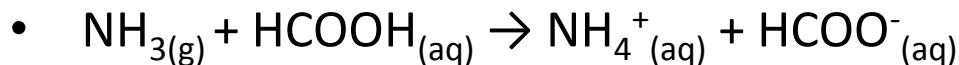
De même pour les bases:



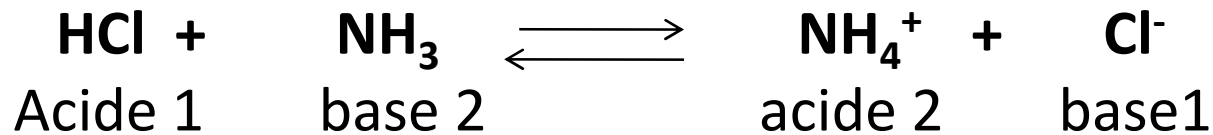
Un acide et sa base conjuguée forment un **couple acide-base. A/B**

- Toute réaction acido-basique met en jeu deux couples acide-base.

- **Exemples :**



La réaction acide + base est un transfert de H⁺ (proton) entre deux couples Acides-bases.



transfert de H⁺ entre HCl et NH₃

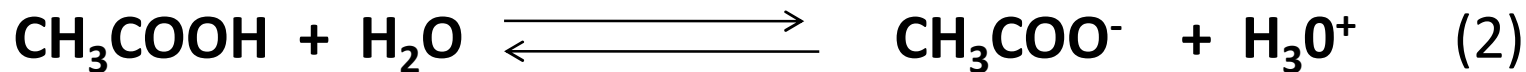
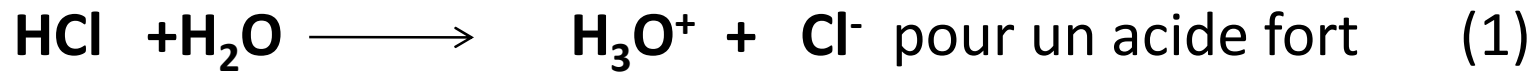
Quelques entités peuvent jouer le rôle d'un acide et d'une base comme H₂O sont appelées **AMPHOLYTES**

2- Force des acides et des bases

Un acide fort est un acide qui réagit totalement avec le solvant

Un acide faible est un acide qui réagit partiellement avec le solvant.

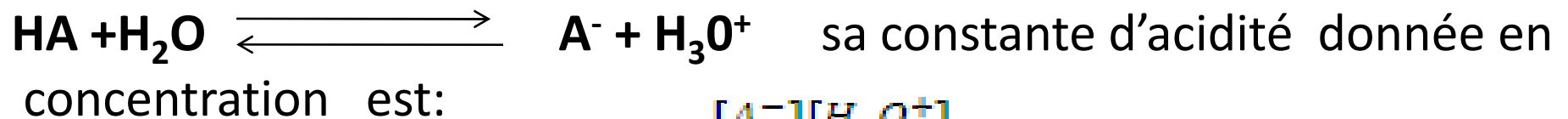
On écrit alors dans le solvant eau



La réaction 2 associée à un acide faible est caractérisée par un équilibre

De constante d'acidité K_a

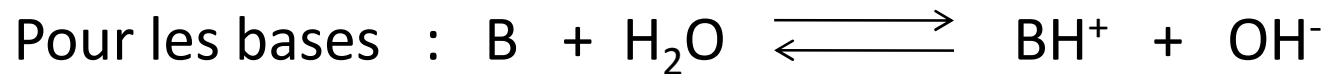
Donc si on considère l'acide HA



$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pK}_a = -\text{Log } K_a$$

Plus que l'acide est fort plus que son pK_a est faible.



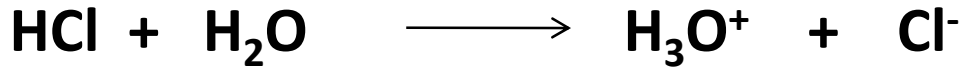
$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{B}$$

pour un acide et sa base conjuguée

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

Remarques:

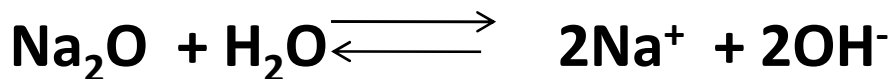
1) Acides forts



$\text{A}_1 + \text{B}_2 \longrightarrow \text{A}_2 + \text{B}_1$ B_1 est la base conjuguée de l'acide fort A_1 donc elle est très faible et sans action sur l'eau.

2) Bases fortes

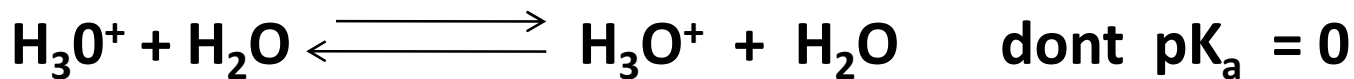
$\text{B}_1 + \text{A}_2 \longrightarrow \text{A}_1 + \text{B}_2$ dans le cas des bases fortes on a faire a des solides ioniques contenant un ions qui réagit totalement avec l'eau pour donner des ions OH^- et un contre ions positif qui n'a pas d'action sur l'eau.



Les K_a et les K_b sont des constantes thermodynamiques ne dépendent que de la température

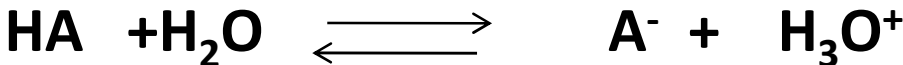
Les constantes d'acidité des couples de H_2O

Les couples de l'eau sont: H_3O^+/H_2O et H_2O/OH^-



Il s'ensuit que: l'échelle des pK_a dans l'eau est limitée entre 0 et 14

3- Degré d'ionisation d'un acide faible



A t = 0

C

0

0

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

A t eq

C - X

X

X

$$K_a = \frac{X \cdot X}{C - X}$$

$$X = [A^-] = [H_3O^+]$$

Posons

α

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

degré d'ionisation de l'acide.

$$\alpha = \frac{\text{Nombre de moles dissociées}}{\text{Nombre de moles initiales}}$$

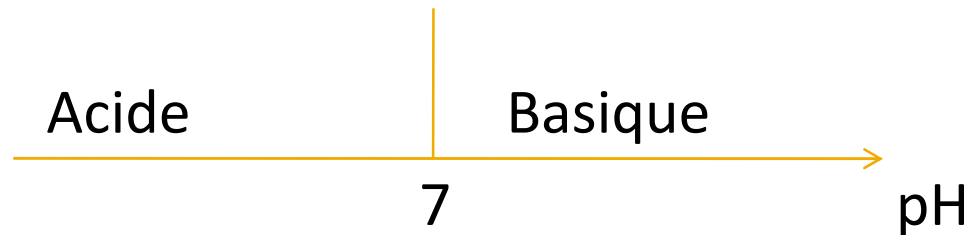
II-2: Le pH des solutions aqueuses

1-Définition du pH : le pH ou potentiel en ion hydrogène a été introduit en 1909 par SORENSEN.

pH = - Log a_{H^+} a_{H^+} est l'activité des ions H^+

Pour les concentrations diluées (force ionique faible), on peut confondre activité et concentration.

pH de l'eau pure = 7.

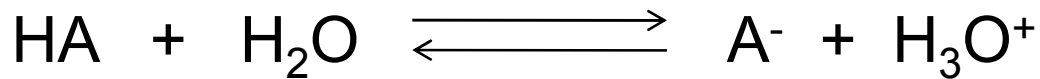


pH du sang = 7.35

pH du salive 7.02

2- Calcul de pH des solutions aqueuses

2-1 Diagramme de prédominance des espèces d'un couple A/B

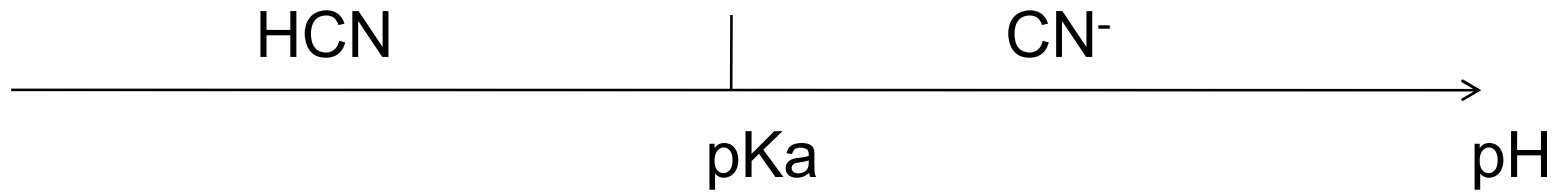


$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = \text{pK}_a + \text{Log} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Il en résulte que : Si $[\text{A}^-] = [\text{HA}] \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = \text{pK}_a$

Si $[\text{A}^-] \ll [\text{HA}] \quad \longrightarrow \quad \text{pH} < \text{pK}_a$

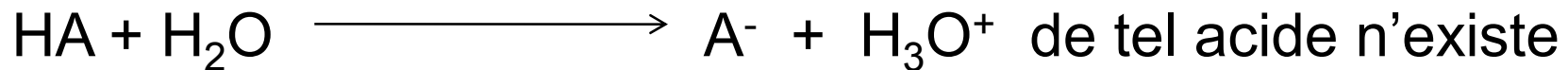
Si $[\text{A}^-] \gg [\text{HA}] \quad \longrightarrow \quad \text{pH} > \text{pK}_a$



Selon ce diagramme on peut manipuler sans risque les CN⁻ en milieu basique

Sur cette échelle on distingue trois cas:

a) $pK_a < 0$ Se sont les couples dont les acides sont plus que l'ion H₃O⁺ de l'eau (acides forts); l'action de cet acide est totale

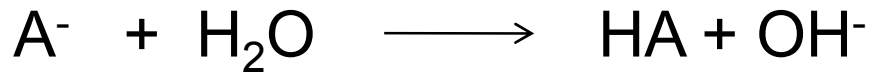


pas dans l'eau. On dit que ces couple sont nivelés par le solvant.

Du point de vue acido basique il n'est pas possible de distinguer deux acide fort dans l'eau il conduisent tous deux quantitativement aux ions H₃O⁺

Exemple HCl et HNO₃

b) pKa > 14 : Se sont les couples dont la base est plus forte que OH⁻ de l'eau (bases fortes), l'action de ces bases sur l'eau est totale.



ces couples sont *nivelés* par le solvants eau et on ne peut distinguer de bases fortes dans l'eau.(elles donnent tous deux des ions OH⁻

c) 0 < pKa < 14 Se sont des couples pour lesquels est possible d'isoler la forme basique ou la forme acide selon le pH .

Exemple: pour pH > 9 NH₃ est stable.

3-Les espèces prépondérantes:

Lorsque la composition du milieu est il devient nécessaire de conserver de chaque couple acide – base présent dans la solution que la forme prépondérante.

En général deux types d'approximation:

1°/ Selon que le milieu est acide ou basique

$[H_3O^+] \gg [OH^-]$ milieu acide ou $[H_3O^+] \ll [OH^-]$ milieu basique

2°/ $[A^-] \gg [HA]$ ou $[A^-] \ll [HA]$

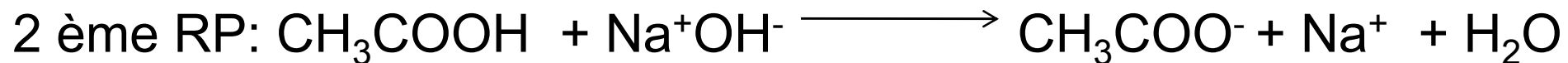
Une espèce X est négligeable devant une autre Y si est seulement si $X < Y/10$

4- Réactions prépondérantes : Si un milieu contient plusieurs couples acides bases donc plusieurs réaction acide – base qui surgissent. Pour simplifier il faut garder que la réaction prépondérante (RP) cette réaction est quantitative ($K \gg 1$). La RP fait intervenir l'acide le plus fort et la base la plus forte. Ces réactions sont celles dont le K la plus élevée.

Exemple: $\text{NaOH} + \text{HCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$



de Cte $K = \frac{1}{[\text{H}^+].[\text{OH}^-]} = 10^{14}$



de Cte $K = K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}].[\text{OH}^-]} = 10^{9.2}$

Une réaction est quantitative pour $K \geq 10^4$

Relations quantitatives

a) Equation d'électroneutralité:

$$\sum z [i^{z+}] = \sum z [j^{z-}]$$

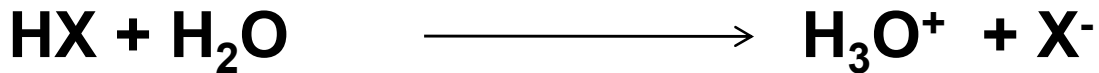
b) Conservation de la matière: un élément mis à la concentration initiale C_0 Mol/l, alors la somme des concentrations des entités contenant cet élément = C_0 Mol/l.

c) Approximations justifiées : il est nécessaire de faire des approx que l'on vérifiera à la fin de calcul

II-3 Monoacide et monobase forte

1- pH des solutions de monoacide fort


On met C_0 moles d'acide fort HX dans 1 litre d'eau



Conservation de masse Cm: $[\text{HX}] + [\text{X}^-] = C_0$

Electroneutralité En: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{X}^-] + [\text{OH}^-]$

Approximations : milieu acide: $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HX}] \ll [\text{X}^-]$

$[\text{X}^-] = C_0$ (dans Cm). et $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{X}^-]$ (dans En) 

$\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log} C_0$ pH des acides forts

Vérification des approx

Vérifier que le pH est acide ($\text{pH} < 6.5$) et $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$

Si le pH ne vérifie pas cette condition il faut résoudre l'équation de second degré provenant de l'En

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 - C_0[\text{H}_3\text{O}^+] - K_e = 0$$

Exemple : On dissout 10^{-4} mol de HClO_4 dans 50 ml d'eau

On applique directement la formule $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+]$

$\text{pH} = 2.7$ on vérifie les approx

$$[\text{OH}^-] = 10^{-11.3} \text{ mol/l} \ll [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.7} \text{ mol/l}$$

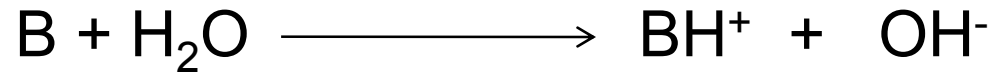
Si on dissout 10^{-5} mol de HCl dans 80 l d'eau

$\text{pH} = 6.9$ les approx ne sont pas vérifiées donc il faut résoudre l'équation du second degré

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 - 10^{-5}[\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{-14} = 0$$

2- pH des solutions de monobase forte

On dissout C_0 mol de B dans 1 litre d'eau

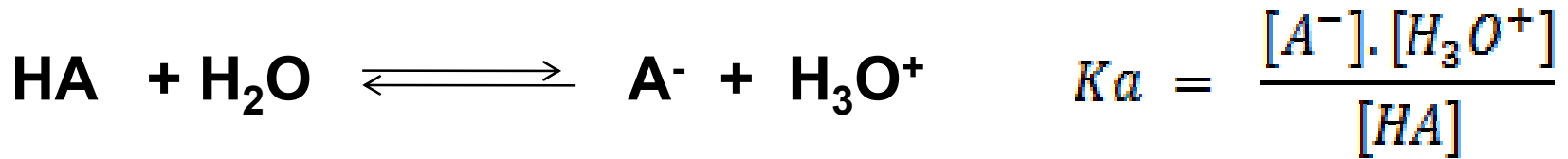


$$E_n : [BH^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \text{ or } [BH^+] = C_0$$

Approx : milieu basique $\longrightarrow [H_3O^+] \ll [OH^-] \longrightarrow$
 $[OH^-] = [BH^+] = C_0$

$$[OH^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} \longrightarrow [H_3O^+] = \frac{Ke}{[OH^-]} \text{ d'où } \mathbf{pH = 14 + \text{Log } C_0}$$

3- pH des solutions de monoacide faible



$$C_m : [\text{HA}] + [\text{A}^-] = C_0$$

$$E_n : [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Approx milieu acide \longrightarrow $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$ Selon l'équilibre

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \longrightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[C_0] - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$2 \text{ème approx } [\text{H}_3\text{O}^+] \ll C_0 \longrightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[C_0]} \longrightarrow$$

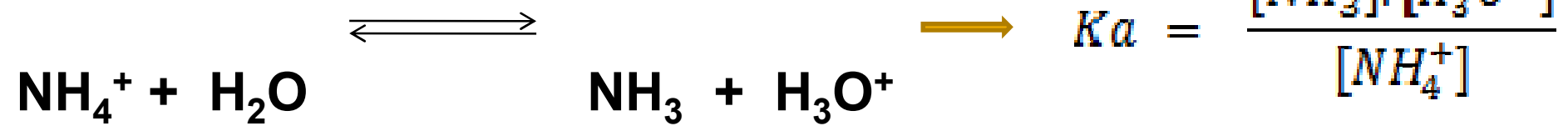
$$\text{pH} = 1/2(\text{pKa} - \text{Log } C_0)$$

Si cette dernière approx n'est

pas vérifiée il faut résoudre l'équation:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[C_0] - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Exemple d'application: pH d'une solution 10^{-2} mol/l de NH_4Cl



$$C_m: [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] = C_0 = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$E_n: [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

1^{ère} approx: $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$ milieu acide

$$\longrightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[C_0] - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Selon l'équilibre $[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[C_0]} \longrightarrow$$

2^{ème} approx: $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll C_0$

$$\text{pH} = 1/2(\text{p}K_a - \text{Log } C_0) = 1/2(9.2 + 2) = 5.6$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-8.4} \ll 10^{-5.6} \text{ mol/l} \quad \text{et} \quad 10^{-5.6} \ll C_0 = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

Les approx sont vérifiées

Refaire l'exemple avec l'acide **ClCH₂COOH**

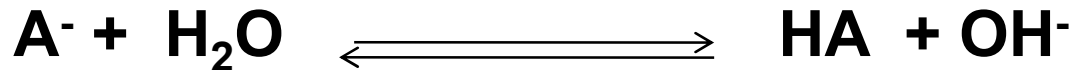
$$C_0 = 10^{-3} \text{ M.} \quad pK_a = 2.9$$

Si on applique $pH = 1/2(pK_a - \text{Log } C_0) = 1/2(2.9 + 3) = 2.95$

On voit que la 2^{ème} approx n'est pas vérifiée

Donc il faut résoudre l'équation $[H_3O^+]^2 - K_a \cdot [H_3O^+] - K_a \cdot C_0 = 0$

4 - pH des solutions monobases faibles



$$C_m: [A^-] + [HA] = C_0$$

$$E_n: [C^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [A^-] \quad \text{Selon l'équilibre} \quad K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$[OH^-]$

1^{ère} approx: $[H_3O^+] \ll [OH^-]$ milieu basique

$$2^{\text{ème}} \text{ approx } [OH^-] \ll [A^-] \quad \longrightarrow \quad K_b = \frac{[OH^-]^2}{[A^-]} = \frac{[OH^-]^2}{C_0}$$

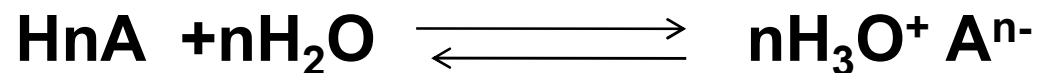
$K_b \cdot K_a = K_e$ en remplaçant $[OH^-]$ par $K_e / [H_3O^+]$ il vient:

$pH = 7 + 1/2 (pKa + \text{Log } C_0)$ C'est le pH d'une base faible

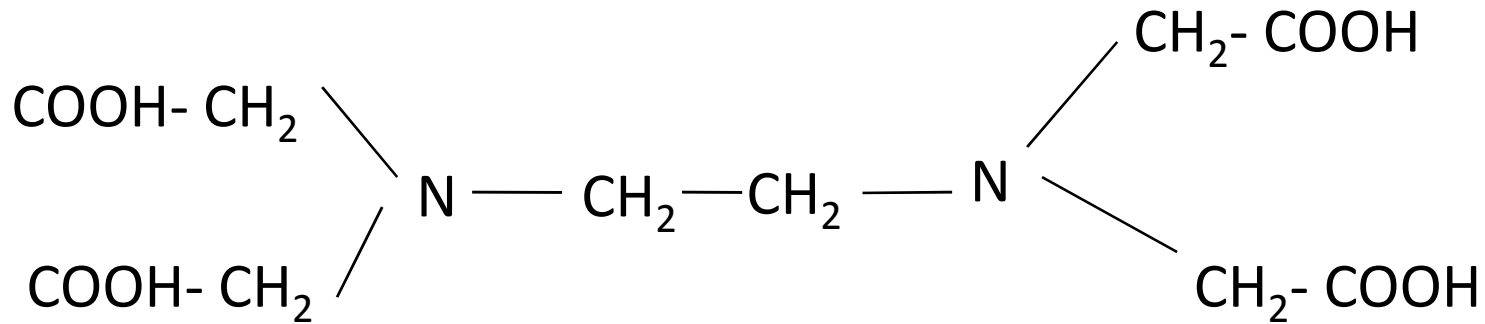
Si la 2^{ème} approx n'est pas vérifiée Il faut résoudre l'équation

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[C_0] - [OH^-]} \quad C_0 \cdot [H_3O^+]^2 - K_e \cdot [H_3O^+] - K_e \cdot K_a = 0$$

II-4 Polyacide faible ,polybase faible: Se sont des acides qui libèrent plusieurs protons.

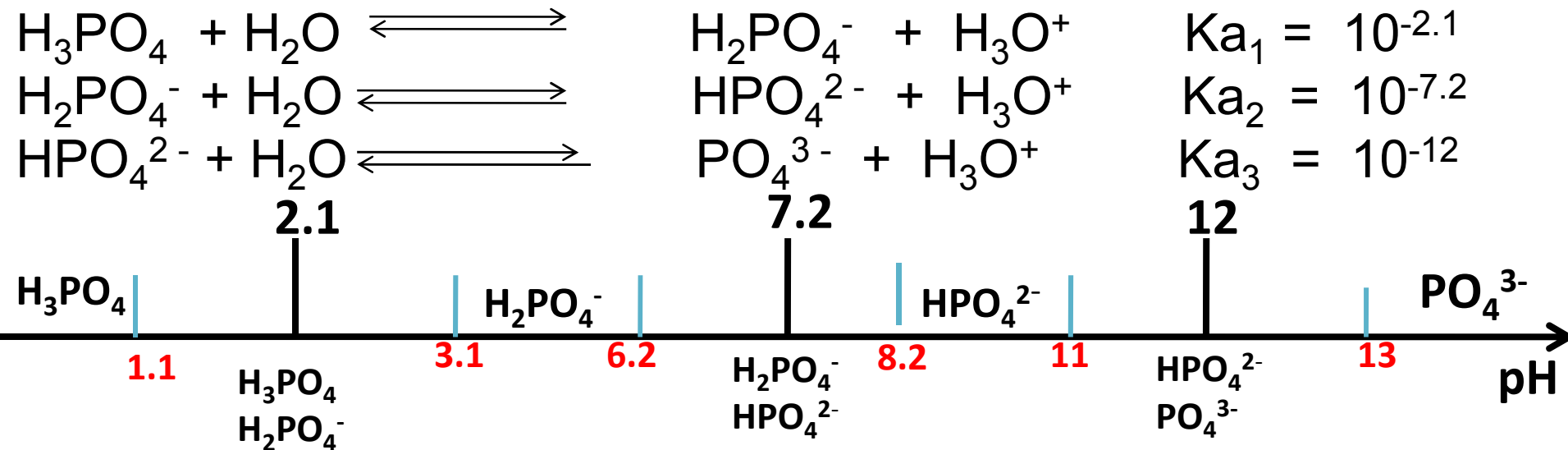
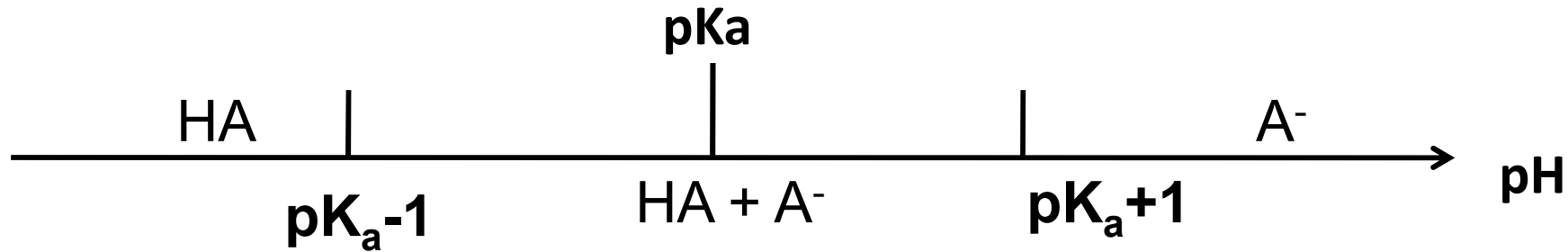


Exemple: H_3PO_4 , **EDTA** (Acide Ethylène Diamine Tétracétique)



Polybase: CO_3^{2-} PO_4^{3-}

Diagramme de prédominance d'un acide HA



Exemple pH d'une solution de H_3PO_4

$$\text{Cm: } [\text{H}_3\text{A}] + [\text{H}_2\text{A}^-] + [\text{HA}^{2-}] + [\text{A}^{3-}] = \text{C}_0$$

$$\text{En: } [\text{H}_2\text{A}^-] + 2[\text{HA}^{2-}] + 3[\text{A}^{3-}] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

6 équations a 6 inconnus si on prend les relations des Ka_i et Ke donc il est nécessaire de faire des approx

1^{ère} type d'approx : le milieu est acide: $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$

2^{ème} type d'approx : Nous pouvons négliger $[\text{HA}^{2-}]$ et $[\text{A}^{3-}]$ si la différence $(\text{pKa}_3 - \text{pKa}_2) > 2$

Il vient dans Cm: $[\text{H}_3\text{A}] + [\text{H}_2\text{A}^-] = \text{C}_0$

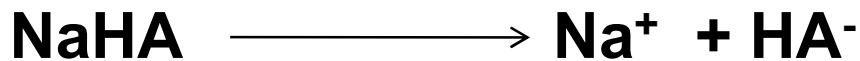
Et dans En $[\text{H}_2\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ comme si l'acide est ramené a un monoacide faible. On applique la formule de pH pour un acide faible $\text{pH} = 1/2(\text{pKa} - \text{Log } \text{C}_0)$. On vérifie l'approx $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll \text{C}_0$ sinon on passe à la résolution de l'équation

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 - \text{Ka} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] - \text{Ka} \cdot \text{C}_0 = 0$$

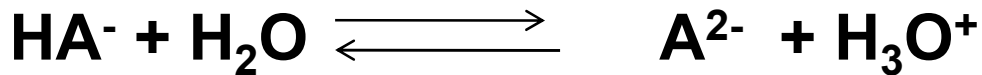
II-5: pH des ampholytes

Un ampholyte est une entité ayant en solution un comportement d'acide faible et de base faible

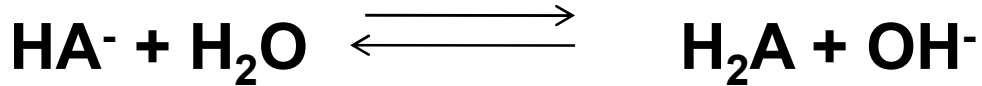
HCO_3^- HS^- HPO_4^{2-} associé a un cation alcalin



$$K_{a1} = \frac{[\text{HA}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{A}]}$$



$$K_{a2} = \frac{[\text{A}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}^-]}$$



$$K_{b2} = \frac{[\text{H}_2\text{A}][\text{OH}^-]}{[\text{HA}^-]}$$

$$\text{Cm: } [\text{H}_2\text{A}] + [\text{HA}^-] + [\text{A}^{2-}] = \text{C}_0$$

En : $[\text{HA}^-] + [2 \text{A}^{2-}] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+]$ (5 Equations et 5 inconnus)

Le milieu n'est ni trop acide ni trop basique donc on peut négliger les ions de l'eau H_3O^+ et OH^-

$$[\text{Na}^+] = [\text{HA}^-] + [2 \text{A}^{2-}] = C_0$$

d'ou en combinant avec Cm Cm: $[\text{H}_2\text{A}] + [\text{HA}^-] + [\text{A}^{2-}] = C_0$

$[\text{H}_2\text{A}] = [\text{A}^{2-}]$ et on fait $K_{a1} \cdot K_{a2}$ Il vient :

$$K_{a1} K_{a2} = \frac{[\text{HA}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{A}]} \cdot \frac{[\text{A}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

Ce qui conduit à

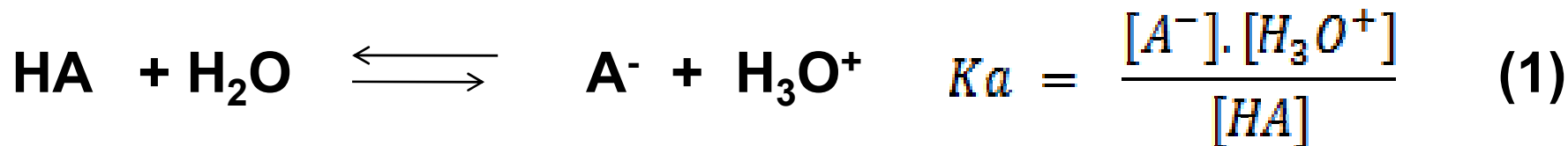
$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2})$$

Cette relation est indépendante de C_0 elle est valable tant que les approx sont justifiées.

De même on peut montrer que dans un dosage acide faible base faible le pH à l'équivalence est

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2})$$

II-6: Diagramme de distribution d'un monoacide faible



$$[\text{HA}] + [\text{A}^-] = C_0 \quad (2) \quad \text{et} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-] \quad (3)$$

De (1) et (2) on tire

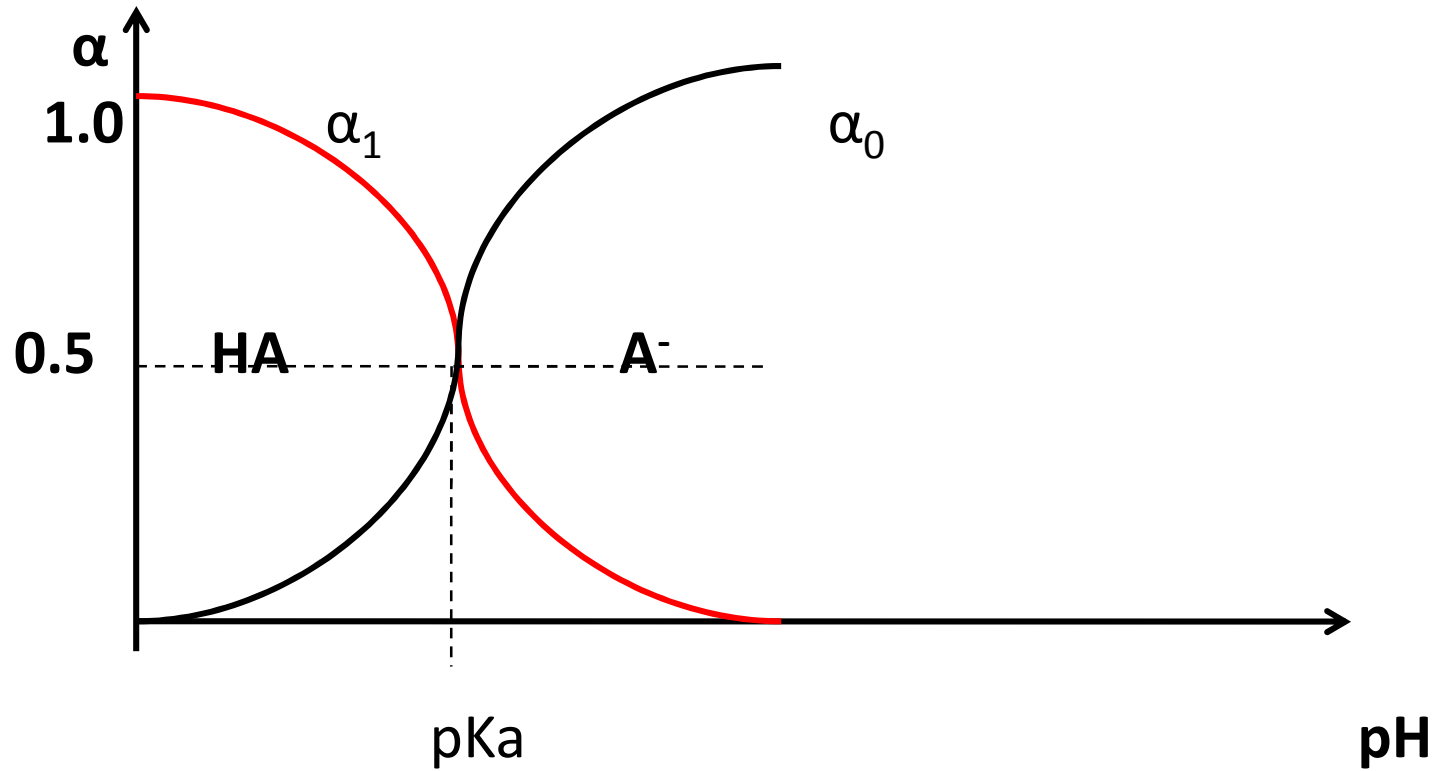
$$[\text{HA}] = C_0 \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{A}^-] = \frac{C_0 \cdot K_a}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

On pose

$$\alpha_1 = \frac{[\text{HA}]}{C_0} \quad \alpha_0 = \frac{[\text{A}^-]}{C_0}$$
$$\alpha_1 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \alpha_0 = \frac{K_a}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \alpha_0 + \alpha_1 = 1$$

Pour $\alpha_1 = \frac{1}{2}$ \longrightarrow $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a$ le graphe de distribution est

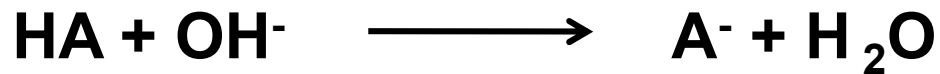


II – 7 Titrage Acide - Base

On désire connaître la concentration inconnue C_a d'un monoacide HA pour cela on effectue un titrage par une base forte de concentration connue.

EXPERIENCE

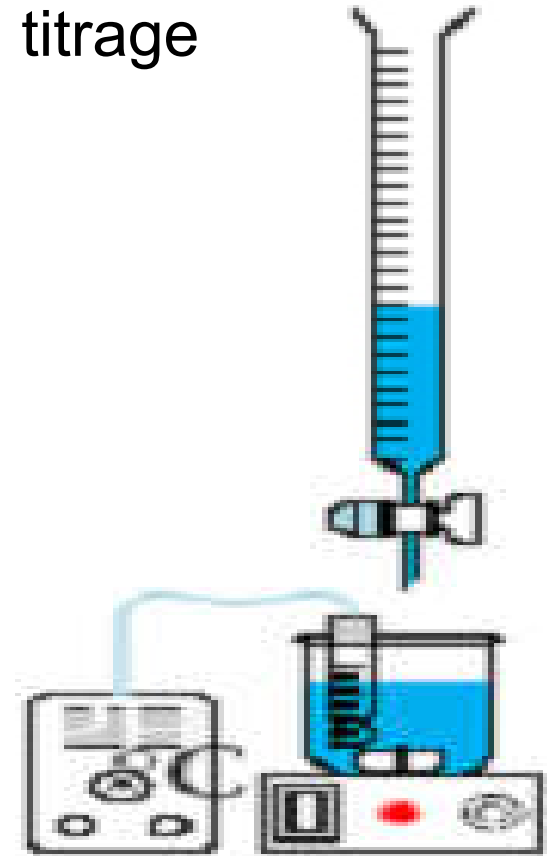
La réaction du dosage est



$K = K_a/K_e$ elle est quantitative

Point équivalent: quantité de soude versée
= quantité de l'acide

$$C_a V_a = C_b V_e$$

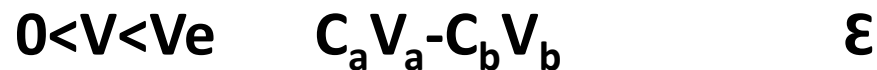


a) Dosage d'un monoacide fort par la soude

La réaction du dosage est



Quantitative

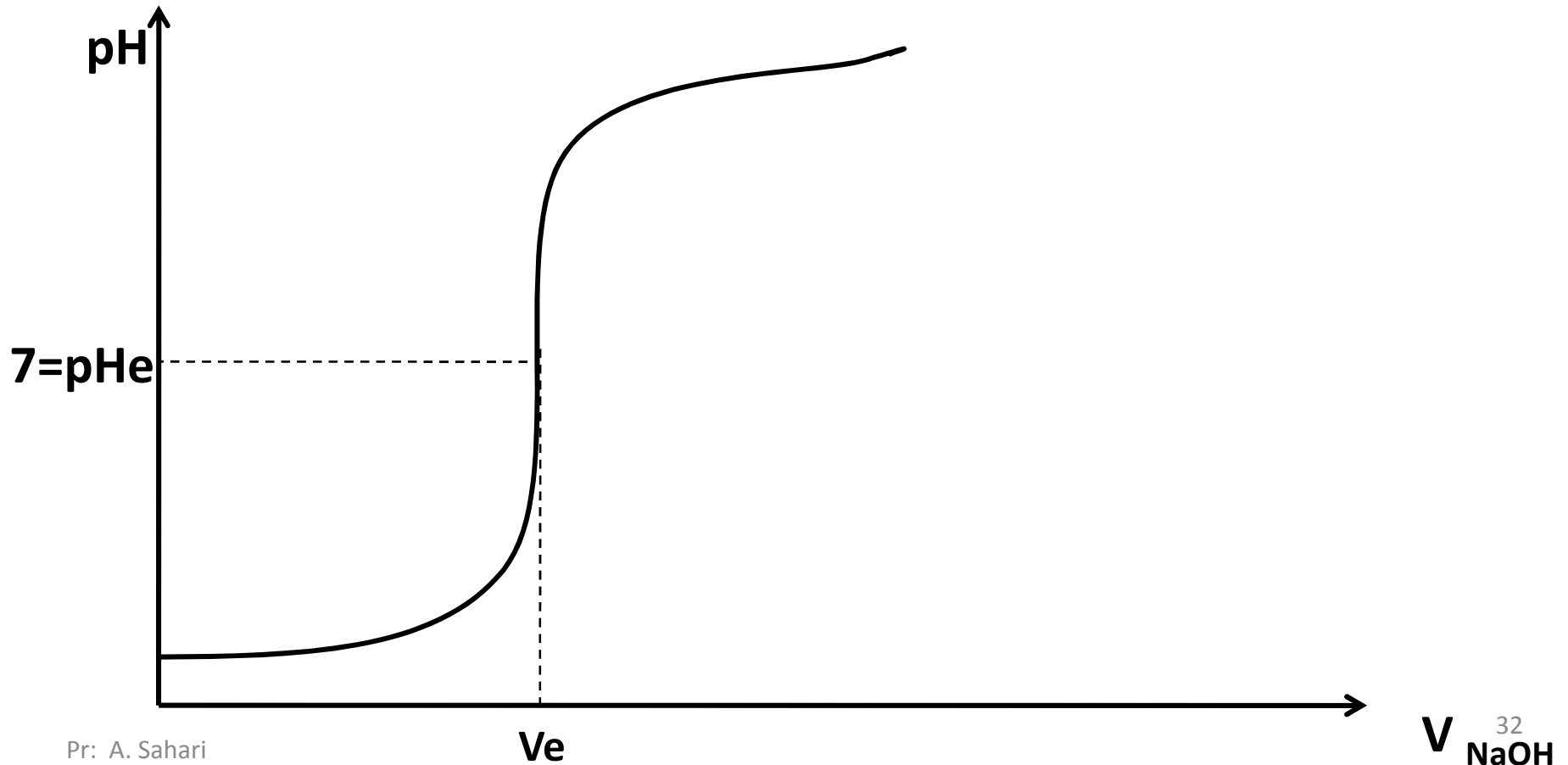


Pour $V = 0$ $pH = -\text{Log } C_a$

$$0 < V < V_e \quad pH = -\text{Log} \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b}$$

$V = V_e$ $pH_e = 7$

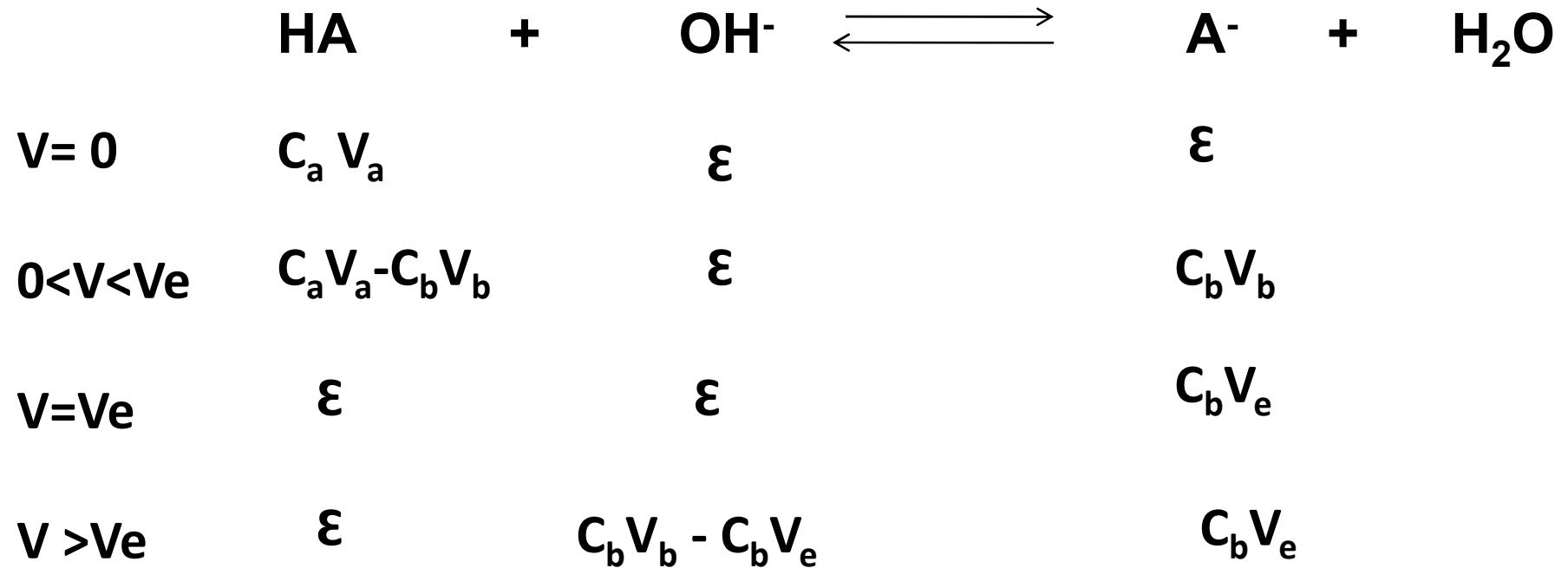
$$V > V_e \quad pH = 14 + \text{Log} \frac{C_b V_b - C_b V_e}{V_a + V_b} = 14 + \text{Log} \frac{C_b (V_b - V_e)}{V_a + V_b}$$



b) Dosage d'un monoacide faible par la soude

Réaction du dosage

$K = K_a / K_e$
c'est une réaction quantitative



Pour $V = 0$ c'est un pH d'un acide faible $\longrightarrow pH = \frac{1}{2}(pK_a - \text{Log } C_a)$

$0 < V < V_e$ $pH = pK_a + \text{Log} \frac{[A^-]}{[HA]}$

$$pH = pK_a + \text{Log} \frac{C_b V_b}{C_a V_a - C_b V_b} = pK_a + \text{Log} \frac{C_b V_b}{C_b V_e - C_b V_b}$$

$$= pK_a + \text{Log} \frac{V_b}{V_e - V_b}$$

C'est l'équation d'**Henderson**

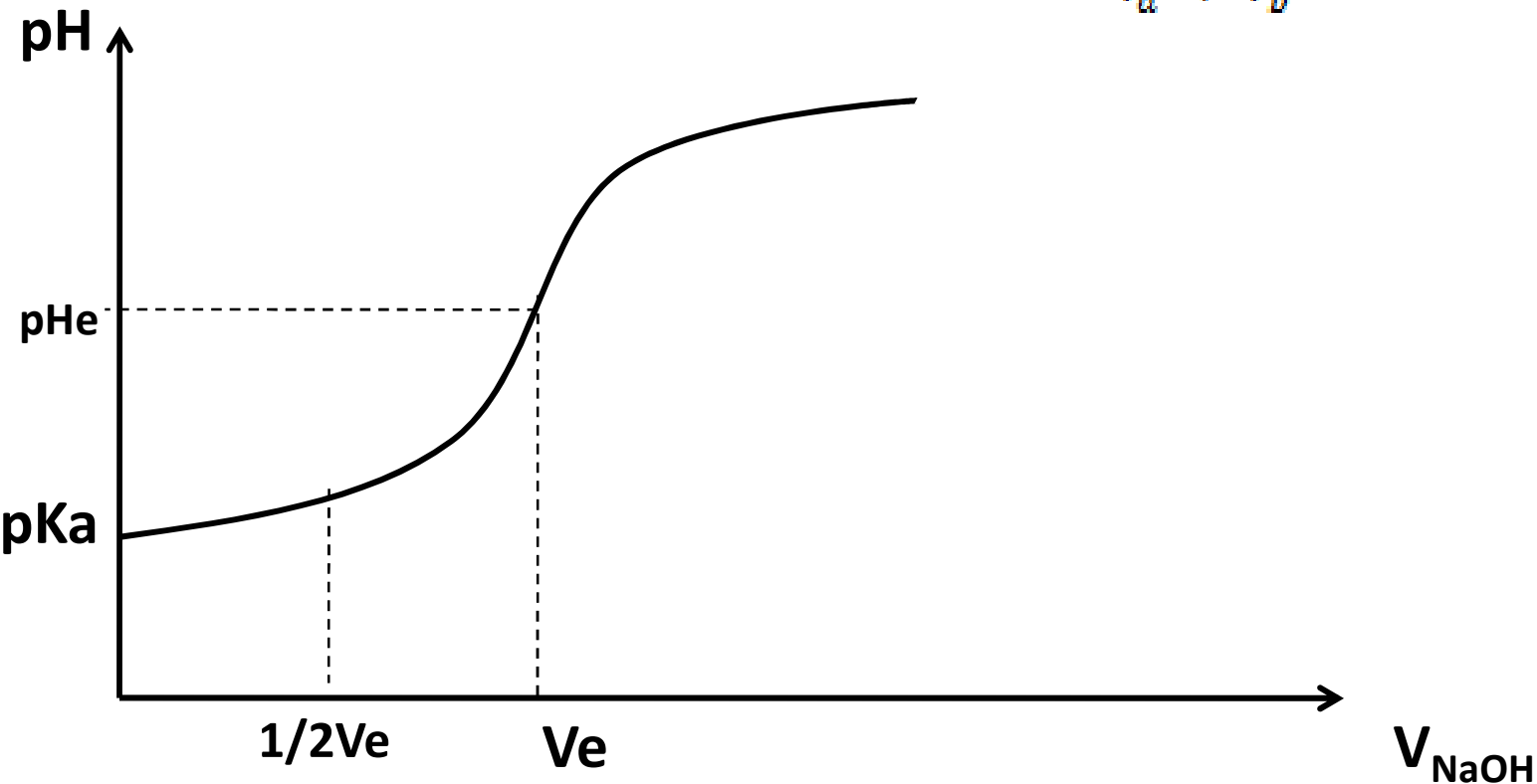
Pour $V_b = 1/2V_e$ On a $pH = pK_a$

$V = V_e$ à l'équivalence on a une solution de A^- (base faible)

Dont le pH est $pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \text{Log } C_{A^-})$

Avec $C_{A^-} = \frac{C_a V_a}{V_a + V_e}$

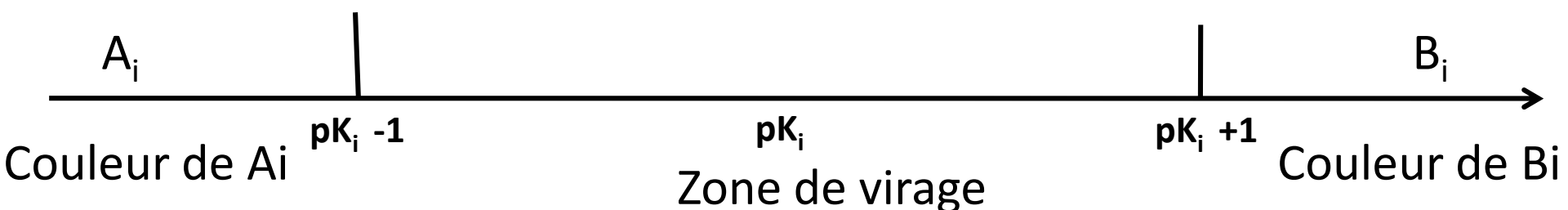
$V > V_e$ OH^- en excès: $pH = 14 + \text{Log} \frac{C_b V_b - C_b V_e}{V_a + V_b} = 14 + \text{Log} \frac{C_b (V_b - V_e)}{V_a + V_b}$



II- 8 Indicateurs colorés

a) Définition et propriétés: Un indicateur coloré de pH est une Substance acido-basique particulière: la forme acide est la forme basique ont des couleurs différente.

Considérons un indicateur coloré de pH représenté par le couple A_i/B_i de $pK_a = pK_i$ selon le pH de la solution contenant l'indicateur On observera la couleur de la forme acide A_i ou basique B_i



Indicateur	pK_i
Bleu de bromothymol (BBT)	5.5 - 6.8
Phénolphtaléine ($\varphi\varphi$)	8.0 - 9.2
Hélianthine (HT)	3.0 - 3.7

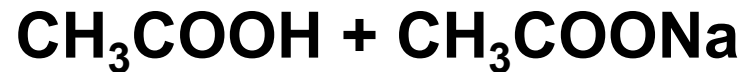
1-8 Solutions Tampons

a) Définition d'un milieu tampon :

Une solution tampon est une solution dont le pH varie très peu:

- Par addition d'un acide
- Par addition d'une base
- Par dilution

Exemple de tampon parfait: Mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée



Ce mélange est aussi réalisable en versant à l'acide HA une quantité de soude (titrage acide faible base faible)

Pour $V_b < V_e$ on a

$$pH = pK_a + \log \frac{V_b}{V_e - V_b}$$

pour $V_b = V_e/2$ $\text{pH} = \text{pK}_a$ l'efficacité d'un tampon est Maximale lorsque le mélange d'acide et de la base est équimolaire

b) Pouvoir tampon

L'efficacité d'un tampon se mesure par son pouvoir tampon. Si on ajoute à une solution tampon de volume V une quantité

élémentaire dn_b de base forte sans variation de volume $dC_b = dn_b/V$ est la concentration élémentaire correspondante et soit $d\text{pH}$ la variation du pH de la solution.

Le pouvoir tampon de la solution est défini comme:

$$\beta = \frac{dC_b}{d\text{pH}} \quad \text{Pour le cas d'ajout d'un acide} \quad \beta = -\frac{dC_a}{d\text{pH}}$$

Mol/l

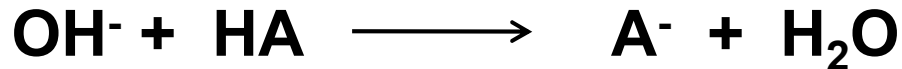
Le pouvoir tampon est d'autant plus élevé que la solution est de bonne qualité

On considère une solution tampon réalisée par le mélange de HA et A⁻

On a

$$pH = pK_a + \text{Log} \frac{[A^-]}{[HA]} \longrightarrow dpH = \frac{1}{2.3} \left(\frac{d[A^-]}{[A^-]} - \frac{d[HA]}{[HA]} \right)$$

Si on introduit dans la solution une quantité dC_b ,
La réaction qui se déroule est



$$dC_b = d[A^-] = -d[HA] \longrightarrow dpH = \frac{dC_b}{2.3} \left(\frac{1}{[A^-]} + \frac{1}{[HA]} \right)$$

$$\beta = \frac{dC_{b'}}{dpH} = 2.3 \frac{[A^-] \cdot [HA]}{[HA] + [A^-]}$$

Au cours du dosage les concentration de HA et A⁻ dépendent de V_b versé :

$$[HA] = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b} \quad \text{et} \quad [A^-] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_e} \quad \longrightarrow$$

$$\beta = \frac{dC_{b'}}{dpH} = 2.3 \cdot C_b \frac{(C_a V_a - C_b V_b) V}{(V_a + V_b) \cdot C_a V_a} = 2.3 C_b \frac{V(V_e - V_b)}{V_e (V_a + V_b)} \quad \text{Indépendant de pKa}$$

On trace β En fonction de V

