

***Exercice IV-2 : Calcul du pH d'un mélange d'acides et de bases******Énoncé***

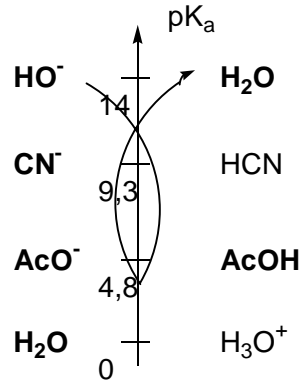
Déterminer le pH d'un litre de solution *S*, obtenue en dissolvant dans la quantité nécessaire d'eau à 0,30 mol d'acide acétique, 0,20 mol de soude, 0,05 mol de cyanure de potassium et 0,20 mol d'acétate de sodium.

**Données :**  $pK_A (\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,75;$

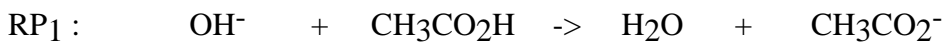
$pK_A (\text{HCN} / \text{CN}^-) = 9,3.$

**Correction :**

La force des acides et des bases sont classés selon une échelle de pKa, les espèces présentes apparaissant en **gras** :

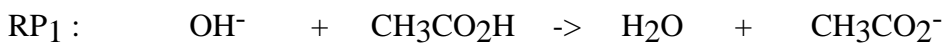


La première réaction prépondérante ou RP concerne la réaction de la base la plus forte présente en solution aqueuse  $\text{HO}^-$  (apportés par la soude,  $\text{NaOH}$ ), et l'acide acétique  $\text{AcOH}$  selon la règle du gamma (on rappelle que seules des espèces prépondérantes interviennent dans une RP ; ainsi les hydroniums  $\text{H}_3\text{O}^+$  sont apportés par l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau et ne sont produits qu'en quantité très faible ; ils ne peuvent donc pas intervenir dans une RP) :



De constante d'équilibre :  $K = 10^{9,25}$  ; réaction quantitative.

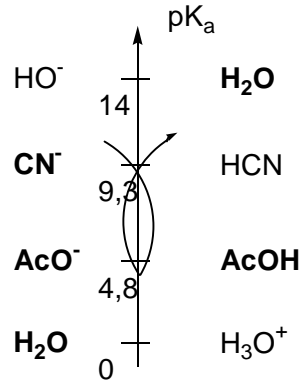
Un bilan de matière permet d'établir :



nbre initial:    0,2                                    0,3                                    0,2

après RP1 :     $\epsilon$                                     0,1                                    0,4

Le nouveau système obtenu après cette RP1 comprend comme espèces en solution aqueuse classées selon une échelle de  $pK_a$  et apparaissant en gras :



De constante d'équilibre  $K = 10^{4,5}$  ; la réaction est donc quantitative.

Un bilan de matière permet d'établir :



avant RP2 :            0,1                    0,05                    0,4

après RP2 :            0,05                     $\epsilon'$                     0,45

On vérifie que les concentrations des espèces n'évoluent plus :

$$\text{pH} \approx \text{p}K_{a\text{AcOH}/\text{AcO}^-} + \log \frac{[\text{AcO}^-]}{[\text{AcOH}]} = 4,8 + \log \frac{0,45}{0,05} = 5,7$$