

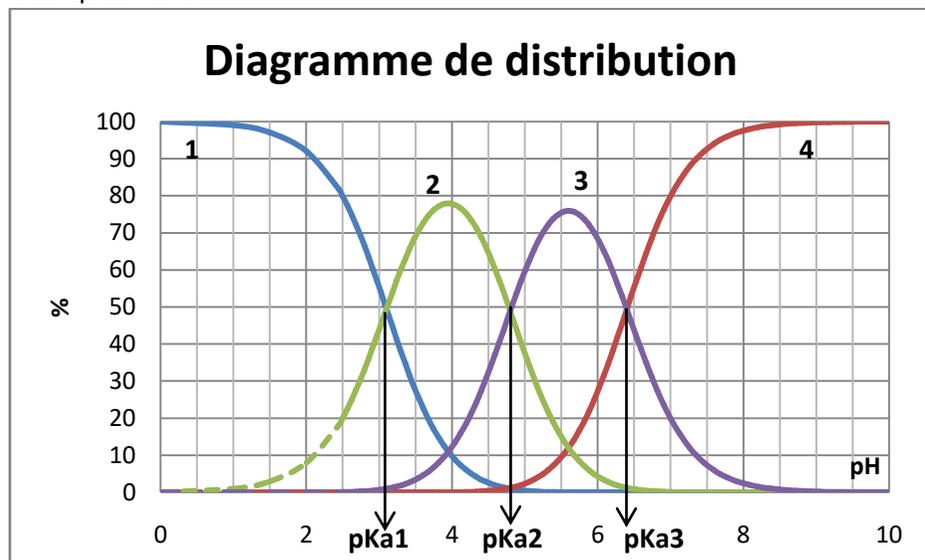
TD S3 correction

Ex 3

1/ Dans chaque couple, l'acide prédomine aux pH les plus faibles. On déduit :

1 : AH_3 ; 2 : AH_2^- ; 3 : AH^{2-} ; 4 : A^{3-}

2) Pour un couple A/B : $pH = pKa + \log[B]/[A] \Rightarrow$ On trouve donc $pH = pKa$ lorsque $[A] = [B]$ ou encore $\%A = \%B$ donc à l'**intersection des courbes** correspondantes.



On lit alors **pKa1=3.1 ; pKa2=4.8 et pKa3=6.4**

$$3.a) C_0 = \frac{m_{0/M}}{V_0} = \frac{1.05/210}{0.250} = 0.0200 \text{ mol/L}$$

☼☼☼☼ : un solide hydraté est un solide qui a piégé des molécules d'eau lors de la cristallisation, formant ainsi un composé défini. Lorsque l'on pèse 1.05g on pèse aussi cette eau qu'il faut donc compter cette eau dans la masse molaire.

b) Le test à l'hélianthine montre que le $pH_S \leq 3.1 = pKa_1$. En observant les courbes de répartition, on voit que l'acide citrique s'est réparti presque exclusivement **AH_3 et AH_2^-** . ($\%(AH^{2-}) \rightarrow 0$ et $\%(A^{3-}) \rightarrow 0$, ce qui est cohérent puisque $pH_S < pKa_2 - 1 < pKa_3 - 1$).

Ainsi l'équation responsable de l'acidité de la solution est :



c)d) On a l'EC, on fait un tableau d'avancement

	AH_3	+	H_2O	=	AH_2^-	+	H_3O^+
EI	C_0		Ex		0		0
EF	$C_0 - h$		Ex		h		h
EF _H	$\approx C_0$		Ex		ε		ε

H : réaction peu avancée (on peut le tenter $K > 10^{-4}$ mais assez proche de 10^{-4})

$$\text{On a alors } Ka_1 = \frac{\varepsilon^2}{C_0} \Rightarrow \varepsilon = \sqrt{Ka_1 C_0} = 0.0040 \text{ mol/L} > C_0/10$$

\Rightarrow ZUT l'H est fautive !!!

Donc il faut résoudre le polynôme du 2nd degré : $Ka_1 = \frac{h^2}{C_0 - h}$

$$\Rightarrow h = 0.0036 \text{ mol/L} \Rightarrow pH = 2.4$$

Vérification des autres H :

- La 2^{ème} acidité est négligeable car $pH < pKa_2 - 1$

$$\text{En effet } Ka_2 = \frac{[AH^{2-}]h}{[AH_2^-]} = \frac{[AH^{2-}]h}{h} = [AH^{2-}] = 10^{-4.8} = 1.6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

- La 3^{ème} acidité est négligeable car $pH < pKa_3 - 1$

$$\text{En effet } Ka_3 = \frac{[A^{3-}]h}{[AH^{2-}]} \Rightarrow [A^{3-}] = \frac{[AH^{2-}]Ka_3}{h} = \frac{1.6 \cdot 10^{-5} \times 10^{-6.4}}{0.0036} = 1.8 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

- L'APE est négligeable car $pH < 6.5$

$\Rightarrow pH = 2.4$

	AH_3	AH_2^-	AH^{2-}	A^{3-}
C (mol/L)	$C_0 - h = 1.64 \cdot 10^{-2}$	$h = 3.6 \cdot 10^{-3}$	$1.6 \cdot 10^{-5}$	$1.8 \cdot 10^{-9}$
$\% = 100 \times C/C_0$	82	18	$8.0 \cdot 10^{-4}$	$8.8 \cdot 10^{-6}$