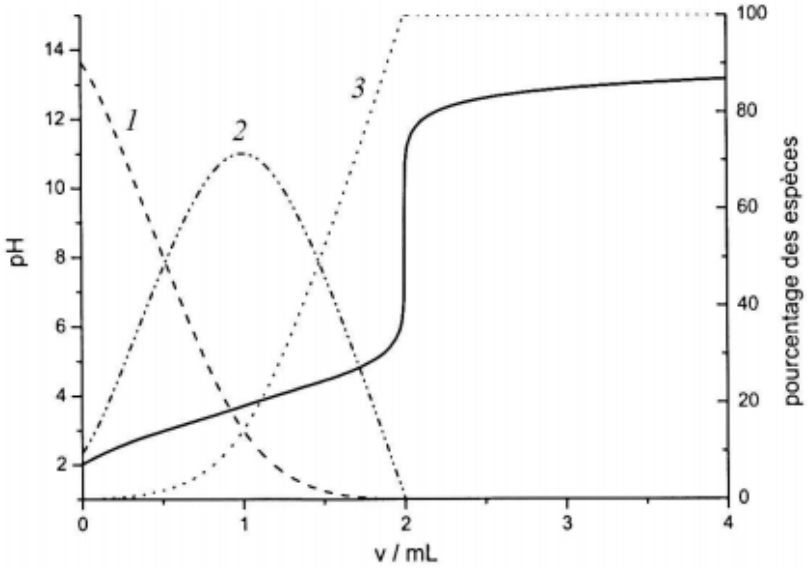
Chimie - TD2 - Dosages acido-basiques

Exercice 1 - Dosage d'une solution d'acide tartrique

Une solution d'acide tartrique (noté H_2T), de volume $V_0 = 10$mL et de concentration C_1 est titrée par une solution de soude de concentration $C = 1\text{mol.L}^{-1}$.



Titrage d'une solution d'acide tartrique

1. Identifier les courbes correspondant aux espèces H_2T, HT^- et T^{2-}.
2. Déterminer les pKa de chaque couple.
3. Justifier que la courbe de titrage montre que les deux acidités de H_2T sont dosées en même temps. Écrire alors la réaction de titrage.
4. En déduire la concentration C_1 en acide tartrique dans la solution.

Exercice 2 - Solution d'ammoniac

On dose $V_b = 10$ mL d'ammoniaque (solution aqueuse d'ammoniac NH_3) de pKa=9,2 de concentration C_b inconnue par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,10\text{mol.L}^{-1}$. La réaction est suivie par conductimétrie en mesurant la conductivité σ de la solution au fur et à mesure de l'addition d'acide chlorhydrique. On désigne par V_a le volume (en mL) d'acide chlorhydrique versé. On désigne par λ_i^o la conductivité molaire de l'ion i à dilution infinie assimilée à sa conductivité molaire. Selon la loi de Kolrausch, la conductivité d'une solution peut s'écrire :

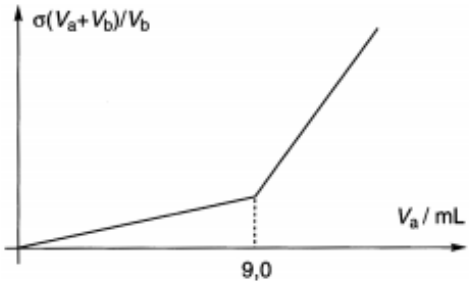
$$\sigma = \sum_i \lambda_i^o \; c_i$$

Le conductimètre permet de mesurer la conductance G qui est proportionnelle à la conductivité de la solution : $G = K\sigma$, avec K constante de cellule caractéristique du conductimètre utilisé.

Ion	H_3O^+	Cl^-	HO^-	NH_4^+
$\lambda^o(\text{mS.m}^2\text{.mol}^{-1})$	34,96	7,63	19,91	7,34

1. Écrire l'équation bilan de la réaction de titrage et calculer la valeur numérique de sa constante d'équilibre. Commenter.

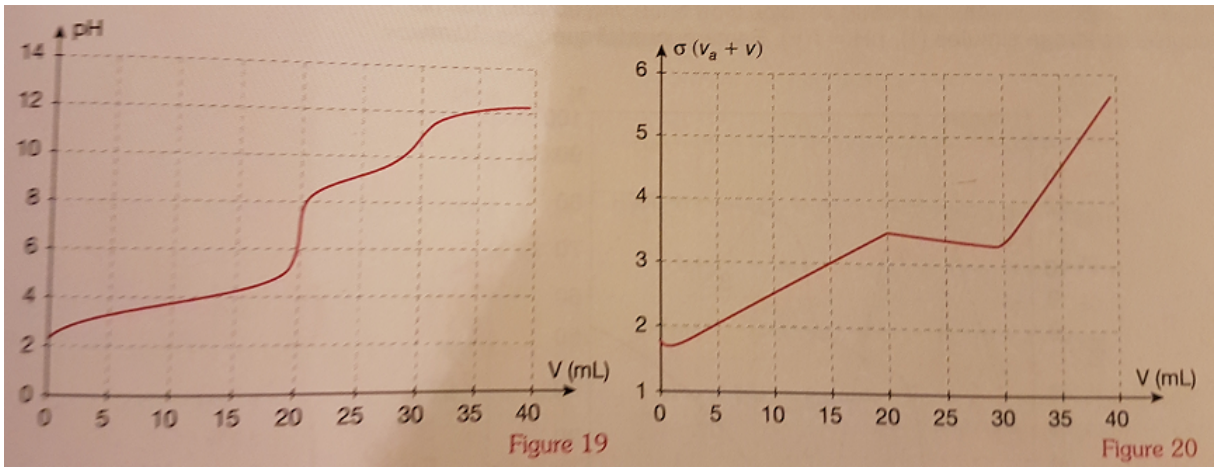
2. On se place avant l'équivalence : $V_a < V_{eq}$. Déterminer l'expression de $\sigma \frac{V_a+V_b}{V_b}$ en fonction de V_a.
3. Même question pour $V_a > V_{eq}$.
4. La courbe de titrage est donnée sur la figure suivante. Déterminer le volume à l'équivalence ainsi que la concentration C_b de la solution d'ammoniaque.
5. En déduire les valeurs du pH initial de la solution et du pH à l'équivalence.



Exercice 3 - Mélange acide méthanoïque et chlorure d'ammonium

Soit le titrage d'un volume $V_a = 10$ mL d'un mélange d'acide méthanoïque HCOOH (pKa_1=3,1 , C_1) et de chlorure d'ammonium NH_4^+, Cl^- (pKa_2=9,2 , C_2) par la soude $C_b = 0,1 mol.L^{-1}$.

1. Commenter et interpréter les courbes de pH-métrie et de conductimétrie.
2. Déterminer les concentrations C_1 et C_2.



Exercice 4 - Couple acide nitreux/ion nitrite

L'acide nitreux HNO_2 et l'ion nitrite NO_2^- forment un couple acido-basique de pKa=3,3.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction d'équilibre acido-basique de l'acide nitreux sur l'eau. Exprimer sa constante d'équilibre en fonction des concentrations des espèces mises en jeu.
2. Donner le diagramme de prédominance des espèces HNO_2 et NO_2^- en fonction du pH.
3. Lors du dosage, suivi par conductimétrie, d'un volume V_o d'acide nitreux en concentration C_o par la soude concentrée (de concentration $C \gg C_o$), on observe avant l'équivalence une croissance de la conductivité en fonction du volume V_b de soude versé, puis après l'équivalence, une autre variation linéaire plus importante que la précédente. Interpréter ces faits.

Ion	H_3O^+	Na^+	HO^-	NO_2^-
$\lambda^o(mS.m^2.mol^{-1})$	34,96	5,01	19,91	7,18