

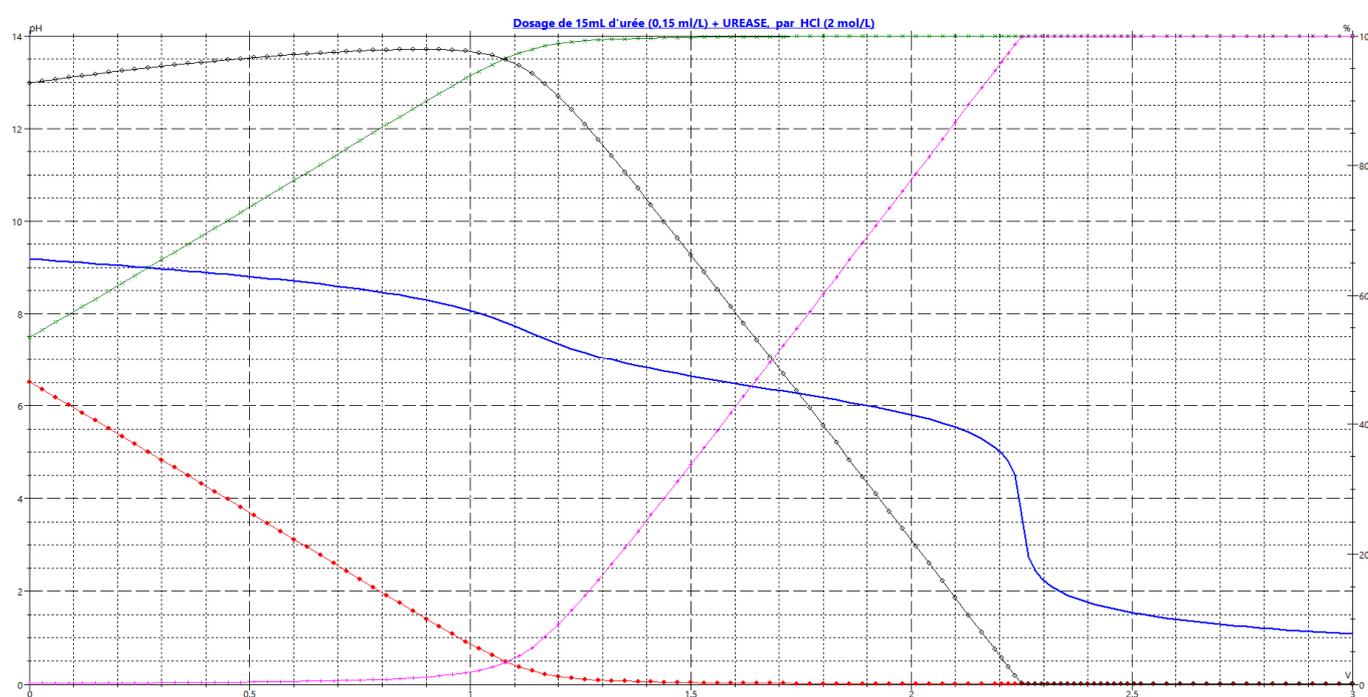
## EXERCICE 1

L'urée solide U de formule  $(\text{NH}_2)_2\text{C}=\text{O}$ , se détruit en solution aqueuse, **en présence d'uréase**, selon la réaction **totale** suivante:



Après réaction totale **en présence d'uréase**, un échantillon de 10 mL d'une telle solution d'urée, additionnée de quelques gouttes d'héliantine, est dosée par de l'acide chlorhydrique molaire ( $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ). Le virage de l'indicateur coloré est obtenu à 3,6 mL d'acide introduit.

Pour comprendre le dosage, on a simulé le dosage pH-métrique d'une solution d'urée à  $0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , en traçant les courbes de répartition pour les espèces azotées et carbonées présentes. La courbe simulée est reproduite ci-dessous.



**Données :**  $\text{pK}_A (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$     $\text{pK}_A (\text{H}_2\text{CO}_3) : 6,3 ; 10,3$

- 1- Montrer, par un axe de prédominance, que la solution obtenue après l'action d'uréase n'est pas stable. Préciser la réaction qui produit la transformation de cette solution, et calculer sa constante.
- 2- En supposant que cette réaction produit une transformation quasi-totale, en déduire la composition de la solution avant dosage, en fonction de  $C_0$ , concentration initiale en urée.

**Analyse des courbes de la courbe simulée :**

- 3- Commenter l'hypothèse de la transformation quasi-totale avant le dosage, en analysant le résultat des répartitions à  $v=0$ .
- 4- Analyser la courbe de dosage, et attribuer les courbes de répartition fournies. Montrer que les courbes de répartition permettent de retrouver l'un des  $\text{pK}_A$  de l'acide carbonique.
- 5- Retrouver par le calcul le pH à l'équivalence exploitable. Justifier le choix de l'héliantine comme indicateur coloré.

**Exploitation du volume équivalent expérimental :**

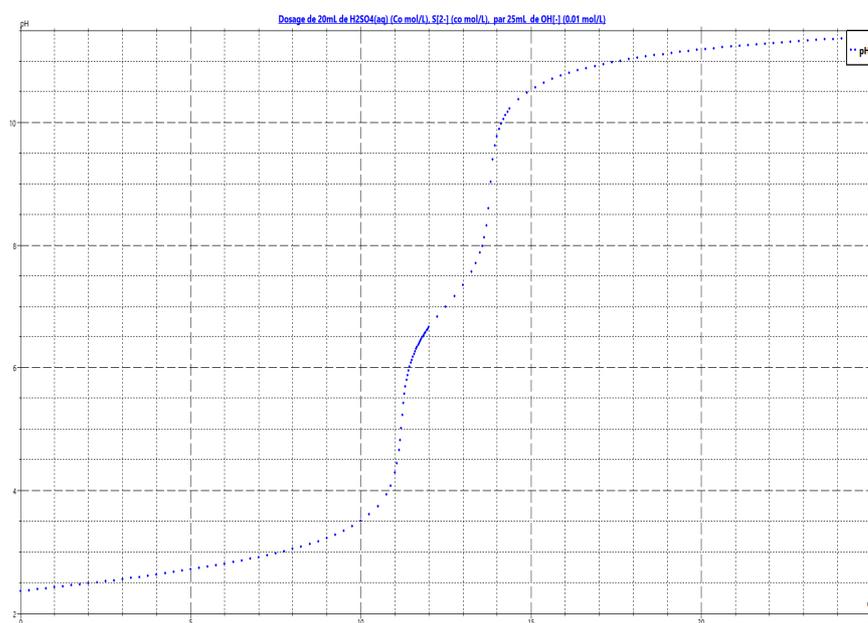
- 6- En déduire la concentration de la solution d'urée dosée.

## EXERCICE 2

Une solution d'acide sulfurique de concentration inconnue  $C_0$  a été souillée par des ions sulfure  $S^{2-}$ , introduits par accident à hauteur d'une faible concentration inconnue  $c_0$ . On appelle S cette solution. On dose un échantillon de 20 mL de cette solution par de la soude à  $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On obtient la courbe de dosage ci-contre qui présente 2 sauts nets à l'équivalence, à  $v_1 = 11,2 \text{ mL}$  et  $v_2$  à  $13,8 \text{ mL}$ .

**En déduire les concentrations  $C_0$  et  $c_0$ .**

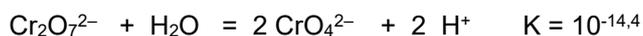
**Données :**  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est un diacide fort  
 $\text{H}_2\text{S}$  :  $pK_A$  : 6,9 ; 12,3



### EXERCICE 3

On dose  $v_0 = 20$  mL d'une solution de dichromate de potassium de concentration  $c_0$ , par de la soude décimolaire. On note  $v$  le volume de soude ajouté et  $c = 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup> la concentration de la soude. La courbe de dosage est fournie.

L'acidité des solutions de dichromate de potassium peut être interprétée grâce à l'équilibre :



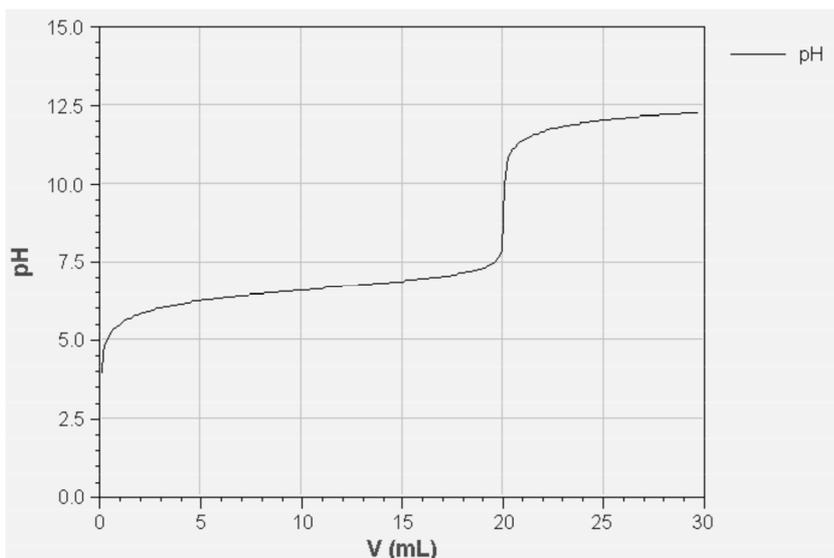
**1** Ecrire la réaction de dosage. Calculer sa constante d'équilibre.

**2** Ecrire la relation réalisée à l'équivalence. Lire sur le diagramme la valeur du volume à l'équivalence ; en déduire la concentration de la solution de dichromate de potassium.

**3** Calculer le pH de la solution de dichromate de potassium de concentration  $c_0$ .

**4** Calculer le pH à la demi-équivalence.

**5** La courbe de dosage est analogue à celle du dosage d'un monoacide faible par une base forte. Indiquer, par lecture sur la courbe, quelle serait la valeur du  $\text{pK}_a$  de ce monoacide faible. Commenter la valeur obtenue.



**Courbe de dosage d'une solution de dichromate de potassium par de la soude 0,1 mol.L<sup>-1</sup> .**