

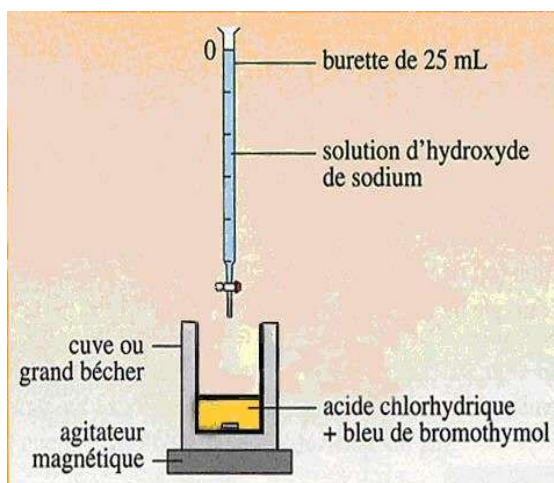
EXERCICE

On dispose d' une solution d' acide méthanoïque de concentration $0,10 \text{ mol / L}$ à 25°C . Le pH de cette solution est de 2,4.

- 1) Donner la définition selon Brønsted d' un acide ; Donner la définition du pH.
- 2) Ecrire l' équation de la réaction de dissociation (ou d' ionisation) de cet acide dans l' eau et préciser la formule de la base conjuguée.
- 3) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution aqueuse à l' équilibre.
- 4) Donner la définition de la constante d' acidité K_a du couple acide / base considéré.
- 5) Quelle équation traduit la neutralité électrique de la solution ; L' écrire.

6) Application :

Calculer la concentration molaire de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution sachant que $K_a = 1,6 \cdot 10^{-4}$ à 25°C ; On fera les approximations nécessaires qui devront être vérifiées. On prendra K_e , constante de dissociation de l' eau à 25°C , égale à $1 \cdot 10^{-14}$.

EXERCICE :

On dose 10 mL d' une solution d' acide chlorhydrique de concentration molaire inconnue , en présence de bleu de bromothymol (BBT), par une solution d' hydroxyde de sodium de concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Il faut verser 14,2 mL de cette solution pour atteindre l' équivalence.

- 1) Quel est le rôle du BBT?
- 2) Rappeler la définition de l' équivalence.
- 3) Calculer la concentration molaire c' de l' acide chlorhydrique
- 4) Citer les ions présents dans la solution du b cher avant l' équivalence, à l' équivalence et après l' équivalence.

EXERCICE :

1) Un détartrant pour cafetière vendu dans le commerce se présente sous la forme d'une poudre blanche, l'acide sulfamique $\text{H}_2\text{N-SO}_3\text{H}$, que l'on considérera comme un monoacide **fort** et que l'on notera par la suite AH

a) Rappeler ce qu'est un acide fort

b) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide sulfamique avec l'eau.

2) On dissout 1,50 g de ce détartrant dans de l'eau distillée à l'intérieur d'une fiole jaugée de 200 mL que l'on complète ensuite au trait de jauge. On dispose alors d'une solution S, de concentration en acide c_A .

On dose 20,0 mL de S par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration

$$c_B = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}.$$

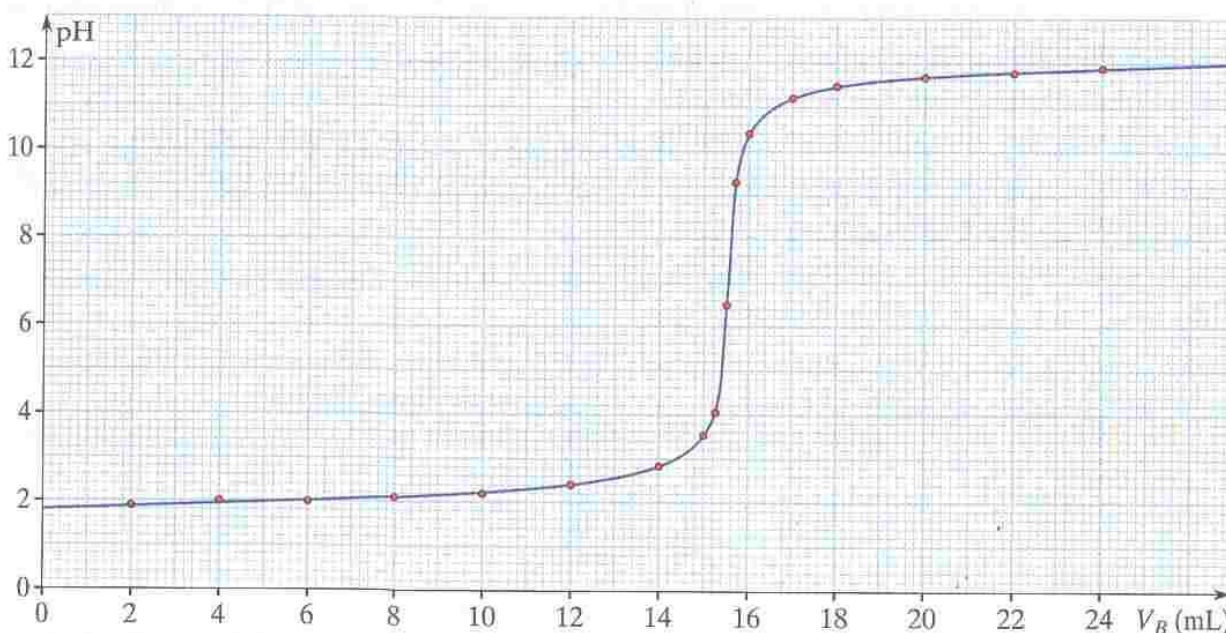
Le suivi de ce dosage se fait avec un pH-mètre. Aux 20,0 mL de solution S, on ajoute 80 mL d'eau afin de pouvoir immerger correctement les électrodes du pH-mètre

a) Donner la liste du matériel (verrerie, autres dispositifs) nécessaire à la réalisation d'un tel dosage.

b) Faire un schéma annoté du montage réalisé.

c) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.

3) On obtient la courbe ci-dessous:



a) La forme de la courbe obtenue permet-elle de vérifier que l'acide dosé est un acide fort ?

b) Déterminer les coordonnées du point équivalent.

c) En déduire la concentration c_A de la solution S.

d) Calculer la masse d'acide sulfamique présent dans S ; en déduire le pourcentage de substance dans le détartrant étudié

e) Si le dosage avait été réalisé en présence d'un indicateur coloré, lequel aurait été le plus approprié ? Justifier en traçant les zones de virage sur la courbe.

Données:

Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}):

$M(\text{H}) = 1.0$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{S}) = 32$

Zone de virage des indicateurs colorés:

-hélianthine (3,1 - 4,5) ;

-bleu de bromothymol (6 - 7,6);

-phénolphtaléine (8,2 - 10)