

EPREUVE
Equilibres en solution (Chim3A)
Durée : 2 h 00

Aucun document autorisé – calculatrice autorisée

Remarque : toutes les expériences sont réalisées à 25°C

A – Titrage de l'acide ascorbique ($C_6H_8O_6$) contenu dans un comprimé de vitamine C 500

On souhaite vérifier l'indication « vitamine C 500 » figurant sur le tube de comprimés. Pour cela, on dissout un comprimé de vitamine C dans de l'eau distillée afin d'obtenir 100 mL de solution. On prélève un volume de 10 mL de cette solution que l'on dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire égale à $2,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le titrage est suivi par pH-métrie (figure 1).

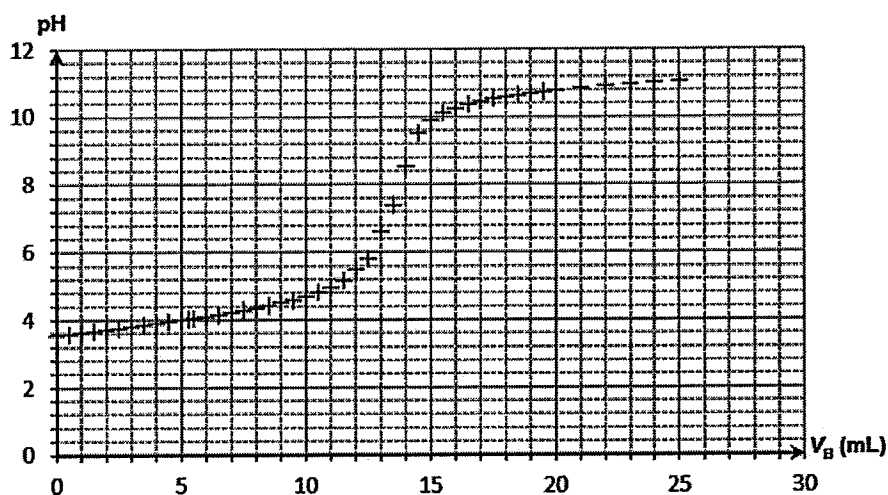


Figure 1. Titration de l'acide ascorbique : évolution du pH en fonction du volume V_B de solution d'hydroxyde de sodium ajouté

A-1 Ecrire la réaction support du titrage. Pour la suite de l'exercice, on pourra noter le couple acide ascorbique/ion ascorbate, HA/A^-

A-2 Donner la valeur du pK_a de l'acide ascorbique. On précise que l'acide ascorbique est très faiblement dissocié dans la solution de départ.

A-3 Vérifier que la réaction de dosage peut être considérée comme totale.

A-4 Déterminer la concentration molaire en acide ascorbique dans la solution.

A-5 En déduire la masse de vitamine C contenue dans un comprimé.

A-6 Comparer la valeur obtenue à l'indication donnée par le fabricant. Proposer deux sources d'erreurs possibles, liées à la mise en œuvre du titrage, pouvant expliquer l'écart observé.

A-7 Vérifier le pH à l'équivalence par le calcul.

Données :

Masse molaire (g.mol^{-1}) : C = 12 ; H = 1 ; O = 16

$pK_e = 14$

B – La pile alcaline

On souhaite étudier le fonctionnement d'une pile alcaline dont le principe est donné sur la figure 2.

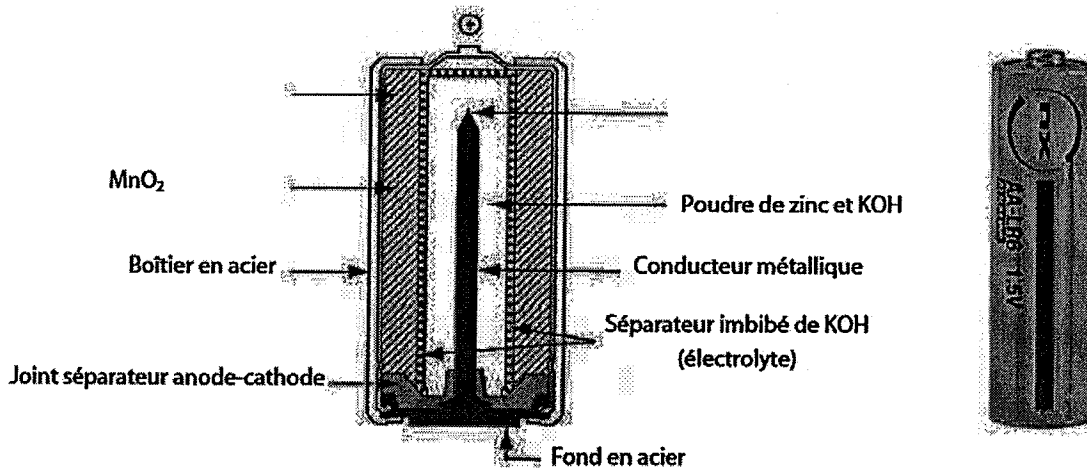
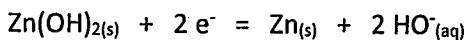


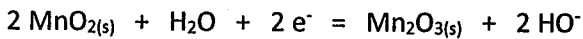
Figure 2. Schéma d'une pile alcaline

B-1 Faire un schéma de cette pile en faisant apparaître deux compartiments comprenant chacun la nature de l'électrode et de l'électrolyte. On représentera également le pont salin entre les deux compartiments.

B-2 A partir de la constante de solubilité de Zn(OH)_2 et du potentiel standard du couple $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}_{(s)}$, calculer la valeur du potentiel standard du couple $\text{Zn(OH)}_2/\text{Zn}_{(s)}$ lors de la réaction suivante :



B-3 La jonction d'hydroxyde de potassium (KOH) imposant un pH égal à 14 dans le système, calculer la valeur du potentiel du couple $\text{MnO}_2/\text{Mn}_2\text{O}_3$ lors de la réaction suivante :



B-4 En déduire le potentiel du couple $\text{Zn(OH)}_2/\text{Zn}_{(s)}$ dans les mêmes conditions d'utilisation.

B-5 Indiquer quel pôle joue le rôle de cathode et quel pôle joue le rôle d'anode, ainsi que la réaction se produisant à chacune de ces électrodes.

B-5 Calculer la valeur de la force électromotrice. Conclure.

Données :

Potentiel standard (V/ENH) : $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}/\text{Zn}_{(s)} = -0,76$ $\text{MnO}_2/\text{Mn}_2\text{O}_3 = 0,15$

$K_s(\text{Zn(OH)}_2) = 3 \times 10^{-17}$

$$\frac{RT}{F} \ln x = 0,06 \log x$$