

INTERROGATION PRELIMINAIRE - CORRECTION

PREPARATION D'UNE SOLUTION TITREE D'ACIDE CHLORHYDRIQUE

1°) *Quelle sont les précautions à prendre lors de l'utilisation de l'acide chlorhydrique concentré ?*

Sous hotte, gants, lunettes de protection.
Propipette naturellement pour les prélèvements.

2°) *Quelle est la concentration en acide chlorhydrique de la solution commerciale ?*

Un litre d'acide commercial pèse 1180 g soit $1180 \times \frac{36,39}{100} = 417,60$ g d'acide chlorhydrique pur, soit encore $417,60/36,46 = 11,45$ mol pour 1 litre ou $C_0 = 11,45 \text{ mol.L}^{-1}$.

3°) *Quelle est la masse de carbonate de sodium que l'on doit peser pour préparer 100mL d'une solution de concentration molaire exactement $0,06 \text{ mol.L}^{-1}$?*

On rappelle les masses molaires atomiques suivantes : Na : 23 g mol^{-1} ; C : 12 g mol^{-1} ; O : 16 g mol^{-1} .

$$M = 2 \times 23 + 12 + 3 \times 16 = 106 \text{ g.mol}^{-1}.$$

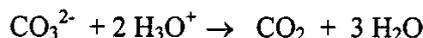
Il faut un nombre de moles de $n = C \times v$ soit $n = 0,06 \times 100.10^{-3}$

D'où le nombre de mole de carbonate de sodium $n = 0,006$.

Soit une masse de $m = 0,006 \times 106 = 0,6360$ g de carbonate de sodium à peser.

4°) *On dose la solution de carbonate de sodium que l'on vient de préparer par la solution trop riche d'acide chlorhydrique (acide dans la burette).*

Ecrire l'équation du dosage sachant que l'ion carbonate est une dibase.



Quelle doit être la prise d'essai de carbonate de sodium pour avoir une chute de burette pas trop éloignée de 10 mL ?

A l'équivalence :

$$n_{(\text{carbonate de sodium})} = \frac{1}{2} n_{(\text{acide chlorhydrique})}$$

$$C_{(\text{carbonate de sodium})} \times E = \frac{1}{2} C' \times V_{\text{versé}}$$

Avec : E la prise d'essai ; C' la concentration de la solution trop riche en acide chlorhydrique $\approx 0,11 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_{\text{versé}}$ la chute de burette $\approx 10 \text{ mL}$.

D'où $E \approx 10 \text{ mL}$

Quels sont les indicateurs les plus adaptés à ce dosage ? Justifier en une ou deux phrases.

Après l'équivalence, on obtient du CO_2 dissous dans la solution soit $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ qui est un acide faible qui impose son pH. La solution est donc faiblement acide. Donc les trois premiers indicateurs sont susceptibles de convenir (Bleu de bromophénol, hélianthine, Vert de bromocrésol).

II- PREPARATION DE SOLUTIONS TAMPONS

Comment préparer rapidement et simplement deux solutions tampons de pH voisin de 5,0 et de 10 à partir des produits mis à votre disposition?

Justifier sans entrer dans les calculs.

Comment opère-t-on pour régler la valeur avec précision?

Solution de pH = 5,0 :

On mélange 100mL de la solution d'acide éthanóique à environ $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ avec 100mL de la solution d'acétate de sodium à environ $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH du mélange est voisin de 4,75. On ajuste ensuite au compte goutte avec la soude à 1 mol.L^{-1} en contrôlant le pH au pHmètre.

Solution de pH = 10,00

On mélange 100 mL de la solution de Na_2CO_3 avec 100 mL d'eau et 0,02 mol de NaHCO_3 solide soit $0,02 \times 84 = 1,68 \text{ g}$.

Le pH voisin de 10,3

III Montage de chimie organique.

Faire à main levée et sans perdre de temps un schéma annoté correspondant au montage souhaité.

