

Partie A : Première étape de la synthèse de l'hélianthine

1. La solution d'acide sulfanilique a été préparée par **dissolution** (solide dans de l'eau).

2.1. D'après les pictogrammes de sa fiche de sécurité, la solution de nitrite de sodium est :

- dangereuse : il faut porter des gants de protection (lunettes et blouses obligatoires),
- un comburant : il faut éviter de l'approcher d'un combustible,
- néfaste pour l'environnement : il ne faut pas la jeter à l'évier.

2.2. Pour mesurer un volume de 20 mL (donc peu précis), il faut utiliser une éprouvette graduée de 25 mL. La pipette jaugée et la fiole jaugée de 20,0 mL sont certes utilisables, mais elles sont d'une grande précision inutile ici.

2.3. La préparation de l'acide nitreux HNO_2 se fait par réaction d'une solution aqueuse de nitrite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_2^-_{(\text{aq})}$) avec l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) selon l'équation de réaction : $\text{NO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{HNO}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Il s'agit d'une **réaction acido-basique** car il y a eu **transfert d'un proton H^+** de l'acide H_3O^+ vers la base NO_2^- .

Inutile d'écrire les ions spectateurs Na^+ et Cl^- .

2.4. $\text{NO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HNO}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Pour déterminer la quantité de matière de produit HNO_2 , il faut connaître les quantités de matière initiales des réactifs.

Notons NS le nitrite de sodium et AC l'acide chlorhydrique :

$$n(\text{NO}_2^-)_i = C_{\text{NS}} \cdot V(\text{NS})_i \quad \text{AN : } n(\text{NO}_2^-)_i = 2,0 \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 20 \text{ mmol}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = C_{\text{AC}} \cdot V(\text{AC})_i \quad \text{AN : } n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = 2,0 \cdot 20 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 40 \text{ mmol}$$

En tenant compte des nombres stœchiométriques de l'équation de réaction, on a $\frac{n(\text{NO}_2^-)_i}{1} < \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_i}{1}$ donc les ions NO_2^- constituent le réactif limitant.

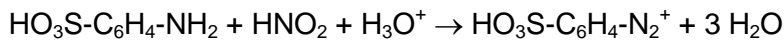
La transformation étant totale, on peut écrire : $\frac{n(\text{HNO}_2)_f}{1} = \frac{n(\text{NO}_2^-)_i}{1}$

Ainsi, $n(\text{HNO}_2)_f = n(\text{NO}_2^-)_i = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 20 \text{ mmol}$

On peut aussi traiter cette question à l'aide d'un tableau d'avancement.

| équation chimique | | $\text{NO}_2^-_{(\text{aq})} +$ | $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$ | $\text{HNO}_{2(\text{aq})} +$ | $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ |
|----------------------------|-----------------------|---|---|-------------------------------|-----------------------------------|
| État du système | Avancement (mol) | Quantités de matière (mmol) | | | |
| État initial | $x = 0$ | $C_{\text{NS}} \cdot V(\text{NS})_i = 20$ | $C_{\text{AC}} \cdot V(\text{AC})_i = 40$ | 0 | 0 |
| En cours de transformation | x | $20 - x$ | $40 - x$ | x | x |
| État final | $x_{\text{max}} = 20$ | $20 - x_{\text{max}} = 0$ | $40 - x_{\text{max}} = 20$ | 20 | 20 |

3. L'équation de la réaction de diazotation est :



La quantité de matière initiale d'ions oxonium est égale à la quantité de matière de H_3O^+ restante à l'issue de la réaction précédente de synthèse du HNO_2 . Soit $n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = 20 \text{ mmol}$

La quantité de matière initiale d'acide nitreux HNO_2 est égale à celle formée lors de la réaction précédente. Soit $n(\text{HNO}_2)_i = 20 \text{ mmol}$.

Déterminons la quantité de matière initiale d'acide sulfanilique : notons AS l'acide sulfanidique,

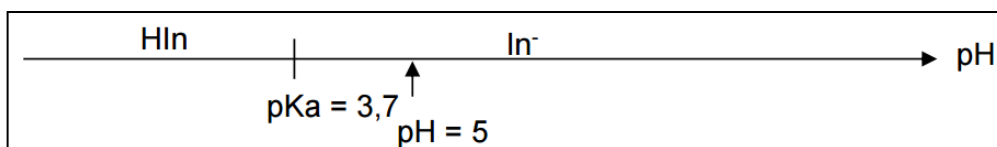
$$n(\text{AS})_i = \frac{m(\text{AS})_i}{M(\text{AS})} ; n(\text{AS})_i = \frac{1,0}{173,1} = 5,8 \times 10^{-3} \text{ mol} = 5,8 \text{ mmol}$$

En tenant compte des nombres stœchiométriques de l'équation de réaction, on a $\frac{n(\text{AS})_i}{1} < \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_i}{1}$
 $= \frac{n(\text{HNO}_2)_i}{1}$ et donc l'acide sulfanilique AS est le réactif limitant.

La transformation étant totale, il se forme autant d'ions aryldiazonium, qu'il y a initialement d'acide sulfanilique : $\frac{n(\text{HO}_3\text{S-C}_6\text{H}_4\text{-N}_2^+)_f}{1} = \frac{n(\text{AS})_i}{1} = 5,8 \text{ mmol}$

Partie B : Les couleurs de l'hélianthine

1.1. Si le pH est égal à 5, il est supérieur au pK_A du couple HIn / In^- : c'est donc la forme basique In^- qui prédomine.



La couleur d'une solution est la couleur complémentaire de la couleur principalement absorbée.

Le spectre UV-visible montre que l'espèce In^- absorbe plus fortement vers 460 nm dans le domaine du bleu-violet et sera donc de la couleur complémentaire diamétralement opposée sur l'« étoile » des couleurs fournies, soit de **couleur jaune-orangé**.

1.2. La zone de virage est en première approximation, délimitée par les valeurs de pH où $[\text{HIn}] = 10 [\text{In}^-]$ et $[\text{In}^-] = 10 [\text{HIn}]$

En utilisant la relation $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$ appliquée au couple HIn / In^- : $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$

$$\text{Pour } [\text{HIn}] = 10 [\text{In}^-] \text{ alors } \text{pH} = \text{pK}_A + \log \left(\frac{1}{10} \right) = \text{pK}_A - 1$$

$$\text{Pour } [\text{In}^-] = 10 [\text{HIn}] \text{ alors } \text{pH} = \text{pK}_A + \log \left(\frac{10}{1} \right) = \text{pK}_A + 1$$

Ainsi, la zone de virage pour l'hélianthine serait comprise entre $\text{pH} = 2,7$ et $\text{pH} = 4,7$.

2. Titrage colorimétrique

Un indicateur colore est adapté à un titrage acido-basique si la valeur du pH à l'équivalence (pH_E) est comprise dans la zone de virage de l'indicateur.

D'après la courbe fournie, $\text{pH}_E \approx 9$ ce qui est très éloigné de la zone de virage : l'hélianthine ne conviendrait pas.