

**But :** Neutraliser des déchets de solutions acides ou basiques par une solution appropriée avant leur rejet à l'égout.

**Information**

Tous les acides et toutes les bases purs ou concentrés sont des produits dangereux. Ils portent tous le même pictogramme, joint ci-contre. Le rejet de ces produits dans un évier endommage les canalisations et les joints. A terme, des fuites peuvent apparaître. Par ailleurs ils nuisent au bon fonctionnement des stations d'épuration. Pour l'élimination de ces produits, il faut les neutraliser en les amenant à  $pH = 7$ . Un acide sera neutralisé par une base (par exemple l'hydroxyde de sodium) et réciproquement une base est neutralisée par un acide (par exemple l'acide chlorhydrique). La solution neutralisée pourra être rejetée à l'égout si elle ne comporte par ailleurs aucune espèce chimique dangereuse pour l'environnement.



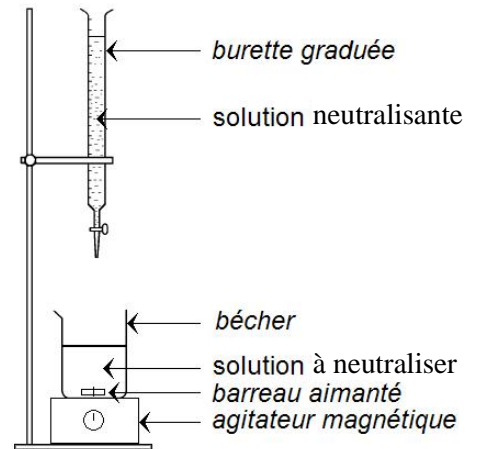
**1- Pictogramme de risque.**

Donner la signification du pictogramme de risque ci-dessus : .....

**2- Préparation du montage.**

**Dans un bécher :**

- Verser environ 20 mL de la solution à neutraliser.
- Ajouter 3 gouttes de bleu de bromothymol (BBT).
- Introduire le barreau aimanté.
- Poser le bécher sur l'agitateur magnétique.
- Agiter doucement la solution.



**3- Caractère de la solution.**

Noter la couleur de la solution : .....

Indiquer le caractère acido-basique de la solution à neutraliser : .....

Choisir la solution à utiliser pour neutraliser la solution testée : .....

**4- Neutralisation de la solution.**

Verser la solution de neutralisation dans la burette.

Ajouter goutte à goutte la solution de neutralisation jusqu'au changement de couleur de la solution à traiter.

**5- Justification.**

- Justifier l'utilisation du bleu de bromothymol pour la neutralisation d'une solution (utiliser le tableau des zones de virage des indicateurs colorés).

| Indicateurs colorés | Zone de virage |   |   |   |     |   |   |     |   |     |    |    |    |    |    |    |
|---------------------|----------------|---|---|---|-----|---|---|-----|---|-----|----|----|----|----|----|----|
|                     | pH             | 0 | 1 | 2 | 3   | 4 | 5 | 6   | 7 | 8   | 9  | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 |
| Hélianthine         |                |   |   | 3 | 4,4 |   |   |     |   |     |    |    |    |    |    |    |
| Bleu de bromothymol |                |   |   |   |     |   | 6 | 7,6 |   |     |    |    |    |    |    |    |
| Phénolphtaléine     |                |   |   |   |     |   |   |     |   | 8,2 | 10 |    |    |    |    |    |

**6 – Equation de la réaction.**

La solution à neutraliser est une solution d'acide chlorhydrique ; la solution neutralisante est de l'hydroxyde de sodium.

Ecrire les demi-équations et l'équation de la réaction qui a lieu lors de la neutralisation.

Justifier à partir de l'équation la variation de pH.

### **Bilan : Réaction acido-basique.**

Une réaction acido-basique met en jeu deux couples acide-base :

le couple **Acide<sub>1</sub>/Base<sub>1</sub>** et le couple **Acide<sub>2</sub>/Base<sub>2</sub>**.

Une réaction acide-base est une transformation chimique entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple acide/base, par l'intermédiaire d'un échange de proton :  $H^+$ . Pour équilibrer l'équation de la réaction qui a lieu entre les deux couples, on établit les demi-équations associées à chaque espèce chimique, puis on les additionne de façon à ne plus avoir de proton  $H^+$  (c'est-à-dire obtenir autant d'ions du côté des réactifs et des produits).

L'équation complète est donc une combinaison linéaire des deux demi-équations spécifiques de chaque couple :

- $Acide_1 = Base_1 + n H^+$
- $Base_2 + n H^+ = Acide_2$

$Acide_1 + Base_2 = Base_1 + Acide_2$  (cette équation est dite une « équation-bilan ».)

### **Exemple :**

On met en présence une solution acide de chlorure d'ammonium ( $NH_4^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ ) et une solution basique de soude ( $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ ). On observe alors un dégagement gazeux d'ammoniac  $NH_3$ .

**Les ions  $Na^+_{(aq)}$  et  $Cl^-_{(aq)}$  ne participent pas à la réaction : ce sont des ions spectateurs.**

Il y a donc eu un transfert de proton de l'acide  $NH_4^+$  vers la base  $HO^-$ .

On écrit alors :

- Espèces réactives (à gauche) :  **$NH_4^+$  et  $HO^-$** .

- Couple acide / base :  **$NH_4^+ / NH_3$  ;  $H_2O / HO^-$**

- Demi-équation : Acide<sub>1</sub> = Base<sub>1</sub> + n H<sup>+</sup> :  **$NH_4^+ = NH_3 + H^+$**

Base<sub>2</sub> + n H<sup>+</sup> = Acide<sub>2</sub> :  **$HO^- + H^+ = H_2O$**

- On additionne :  **$NH_4^+ + HO^- + H^+ = NH_3 + H^+ + H_2O$  (il y a 1 H<sup>+</sup> des deux côtés).**

- On simplifie en enlevant les  $H^+$ .

Equation-bilan de la réaction acido-basique :

