

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.



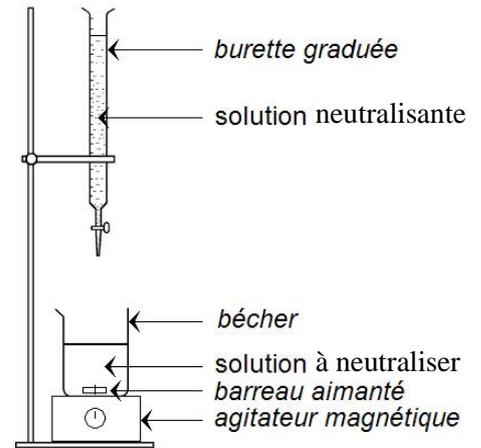
1- Pictogramme de risque.

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 **Acide₁/Base₁** et le couple **Acide₂/Base₂**.

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 : Acide₁ = Base₁ + n H⁺ : **$NH_4^+ = NH_3 + H^+$**

Base₂ + n H⁺ = Acide₂ : **$HO^- + H^+ = H_2O$**

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

- On simplifie en enlevant les H^+ .

Equation-bilan de la réaction acido-basique :

