

## Le Drano

Texte de DELSARTE, S., GUILLAUME, R. ET FOCKEDEY, P. (Université Louvain-la-Neuve)

adapté par Marie-Hélène Fournier et Jean-Sébastien Verreault pour PISTES

On commence par soumettre aux élèves le problème d'un tuyau bouché et on les met au défi de trouver de quelle façon on pourrait le déboucher. Chaque élève doit donc revenir au cours suivant avec le nom d'un ou de plusieurs produits pour déboucher les tuyaux et de quelques informations sur ce ou ces produits (composition, produit acide ou basique, dangers, etc.) Lorsque les élèves reviennent avec ces informations, on fait une plénière afin de mettre en commun ce que chacun a trouvé. L'enseignant peut proposer aux élèves de tenter de déterminer combien de NaOH solide contient une bouteille de «Drano» de 500 mL. Comment doit-on s'y prendre ? Les élèves, placés en équipe d'environ quatre, doivent trouver une façon de faire. Après quelques minutes, on fait une plénière pour mettre les idées en commun et on élabore le protocole en groupe.

### 1. Protocole suggéré

L'objectif de ce laboratoire est de déterminer la masse de NaOH présente dans un flacon de 500 mL de «Drano».

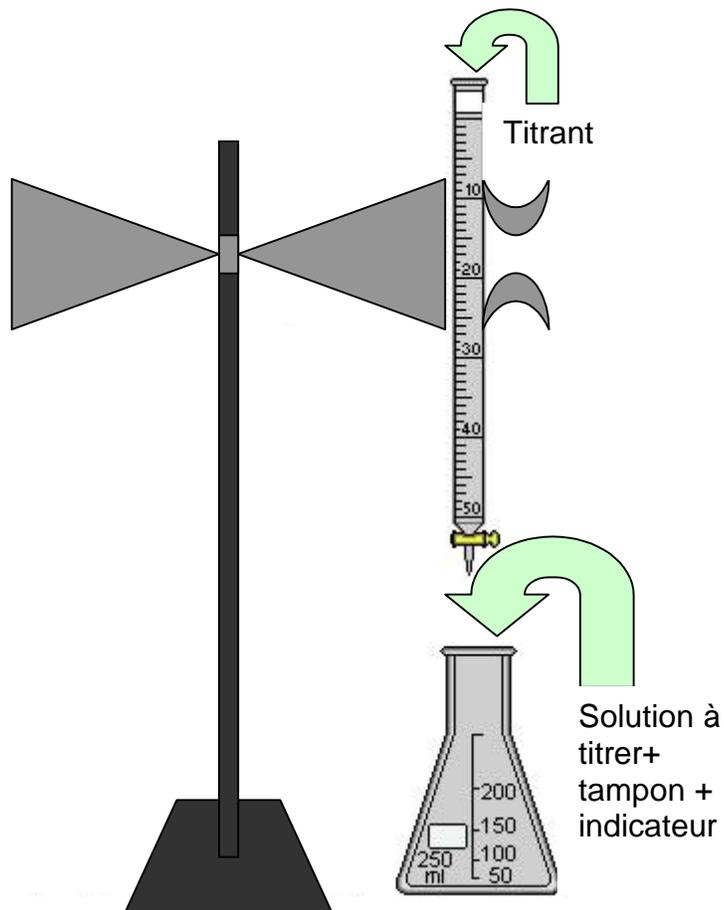
#### Matériel et produits :

- un erlenmeyer de 250 mL
- une burette graduée de 50 mL
- une pipette de 10 mL
- un flacon laveur d'eau distillée
- 50 mL d'une solution de Drano diluée 10 fois (**Attention, produit corrosif !**)
- 200 mL d'une solution d'HCl 0,1M (**Attention, produit corrosif !**)
- quelques gouttes d'un indicateur acide-base (par exemple le bleu de bromothymol, zone de virage entre 6,0 et 7,6)
- un petit bécher
- un support universel avec un pince à burette

## Manipulations :

Note : Le port des gants et des lunettes de protection est obligatoire durant toute la manipulation.

### Schéma du montage



- Prélever dans l'erlenmeyer 10 mL de la solution de Drano diluée avec la pipette.
- Ajouter 5 gouttes de bleu de bromothymol.
- Compléter le volume à 30 mL avec de l'eau distillée.
- Ajouter progressivement (0,2 mL à la fois), à l'aide de la burette graduée de 50 mL, la solution d'HCl 0,1M. Après chaque ajout, homogénéiser la solution en agitant et vérifier sa couleur.

- Noter le volume de solution acide ajouté (tableau dans la section calculs et interprétation des résultats) au moment où l'indicateur change de couleur (il passera du bleu en milieu basique au jaune en milieu acide).
- Rincer soigneusement l'erlenmeyer après l'analyse (3 fois à l'eau du robinet et 1 fois à l'eau distillée) et recommencer l'analyse de manière à obtenir 3 mesures reproductibles.

### Calculs et interprétation des résultats

Numéro du titrage	Volume de HCl ajouté au point d'équivalence (mL)
1	
2	
3	
Volume moyen	

Sachant le volume de HCl utilisé ainsi que sa concentration, que peut-on dire au sujet du nombre de moles de HCl ?

Connaissant la concentration et le volume de HCl au point d'équivalence ainsi que le volume de solution titrée, que peut-on conclure au sujet du nombre de moles de NaOH ?

Connaissant le nombre de moles de NaOH présent dans 10 mL de la solution diluée, combien y en a-t-il dans une bouteille de 500 mL ?

Connaissant le nombre de moles de NaOH présents dans 500 mL d'une solution de Drano diluée 10 fois, combien y en a-t-il dans la solution régulière ?

Qu'elle est la masse d'une mole de NaOH ?

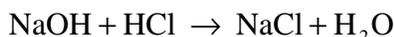
Connaissant le nombre de moles de NaOH présentes dans la solution de «Drano» régulière et la masse d'une mole de NaOH, que peut-on dire au sujet de la masse de NaOH présente dans la solution ?

## **2. Quelques informations sur le titrage acide-base.**

Les titrages acides-bases sont utilisés pour déterminer de manière quantitative le nombre de moles d'acide ou de base présent dans un volume donné de solution.

Considérons le titrage d'une solution de 10 mL de base forte, le NaOH par un acide fort monofonctionnel, HCl par exemple. Le NaOH est la substance en quantité inconnue (on cherche à déterminer le nombre de moles de NaOH présents dans ces 10 mL), et la solution de HCl, de titre connu est la solution titrante.

La réaction de ces substances est rapide et complète, elle s'écrit :



Le nombre de moles de NaOH présent dans les 10 mL de la solution titrée sera égal au nombre de moles de HCl nécessaires pour atteindre l'équivalence puisque ces deux espèces sont présentes dans un rapport 1 : 1.

En pratique, on ajoute progressivement, à l'aide d'une burette graduée, la solution de HCl de molarité connue aux 10 mL de solution de NaOH.

Pour voir un diagramme de bilan permettant de visualiser ce qui se passe au cours du titrage, voir les sites Internet suivants :

<http://www.cegep-st-laurent.qc.ca/depar/chimie/solution/cour.htm>

[http://www.fsj.ualberta.ca/chimie/chim101/E\\_7.html](http://www.fsj.ualberta.ca/chimie/chim101/E_7.html)

<http://www.unine.ch/chim/chw/Pdf/chapitre8.pdf>

### 3. Bibliographie

DE AGUIRRE, I., VAN DE WIEL, M.A. (1991). *Introduction à la chimie générale*, Bruxelles, De Boeck-Wesmael, p.

[http://www.ac-toulouse.fr/sc\\_phy/docum/chi/ter/ctstp06e.htm](http://www.ac-toulouse.fr/sc_phy/docum/chi/ter/ctstp06e.htm)

<http://www.discip.crdp.ac-caen.fr/phch/lycee/terminale/destop.htm>

[http://www.dranosite.com/drano\\_content.asp?products/products.asp](http://www.dranosite.com/drano_content.asp?products/products.asp)