

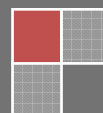
2006/  
2007

# TP CHIMIE

## Méthode de neutralisation acide base

Vous retrouvez Des cours, TD, TP, exercices+corrigés, sujets examens sur:  
<http://stsm-usthb.blogspot.com/>

Préparé par Touil Abdelhafid de groupe SM2  
Forum pour les étudiants de première année ST SM  
2006/2007



## **BUT DE TRAVAIL**

*Le travail a pour but de neutraliser une solution acido- basique, localiser le point d'équivalence et comparer entre trois indicateurs colorés.*

## **Généralités**

### **Présentation :**

Acides et bases, espèces chimiques (molécules ou ions) qui interviennent dans les nombreuses réactions de type « acido-basique » en chimie organique et minérale, en référence à divers critères.

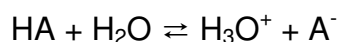
On distingue deux principales catégories d'acides : les acides organiques, qui contiennent du carbone, comme l'acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), et les acides minéraux, tels que l'acide chlorhydrique ( $\text{HCl}$ ) ou l'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

### **Historique :**

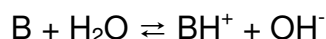
Depuis l'Antiquité, les acides et les bases sont considérés comme deux espèces antagonistes et ont suscité de nombreuses études visant à les classer et à comprendre leurs propriétés. Les premières études, fondées sur l'observation, définissent les acides comme des substances de saveur aigre et piquante, qui font virer le tournesol (colorant) au rouge et dont l'action sur certains métaux produit du dihydrogène. Les bases, elles, font virer le tournesol au bleu et agissent sur les acides, qu'elles « neutralisent », en solution aqueuse, en formant des sels et de l'eau. Cette réaction de neutralisation est extrêmement rapide. Par exemple, la neutralisation de l'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) par l'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) produit de l'eau et du sulfate de sodium selon l'équation-bilan :  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ . Jusqu'au XVII<sup>e</sup> siècle, les propriétés des acides et des bases sont attribuées à des forces occultes : par exemple, au début du XVI<sup>e</sup> siècle, **Paracelse** recherche l'acide universel capable de tout dissoudre. **Lavoisier** est le premier à relier « l'acidité » à la composition chimique des substances. La compréhension actuelle du comportement des acides et des bases trouve son origine en 1834, lorsque le physicien britannique **Michael Faraday** découvre que les acides, les bases et les sels sont des électrolytes : dissous dans l'eau, ces composés forment des particules chargées, les ions, et la solution peut alors conduire l'électricité. Les travaux de **Faraday** sur la conductivité des solutions électrolytiques sont poursuivis, entre autres, par un jeune chimiste suédois, **Svante Arrhenius** ; en 1884, il énonce la théorie de la dissociation électrolytique et propose l'auto ionisation de l'eau :  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ . Dans le même élan, il formule la première définition précise des acides et des bases. En 1923, l'évolution des connaissances sur la structure de la matière conduit à deux nouvelles théories sur les acides et bases : la théorie de **Brønsted-Lowry** et celle de **Lewis**.

### **Définition :**

**Un acide** est toute substance susceptible de céder des protons  $\text{H}^+$  au cours d'une réaction chimique. Toutes les solutions acides contiennent des ions hydroniums  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



**Une base** est toute substance capable de fixer des protons  $\text{H}^+$  au cours d'une réaction chimique. Toutes les solutions basiques renferment l'ion hydroxyde  $\text{OH}^-$ .



## Acidité et basicité des solutions :

Pour mesurer l'acido-basicité d'un milieu dans l'eau, les chimistes se sont dotés d'une unité de mesure appelée pH, dont les valeurs sont comprises entre 0 et 14. Le pH de l'eau pure, égal à 7 (à 25 °C), représente la limite entre les acides et les bases : les solutions dont la valeur du pH est inférieure à 7 sont acides et celles dont la valeur du pH est supérieure à 7 sont basiques. L'échelle de pH a été introduite par le chimiste danois *Søren Sørensen*, en 1909, alors qu'il contrôlait la qualité du brassage de la bière. Cette échelle est maintenant largement utilisée en chimie, en géologie, en écologie, en médecine, dans l'industrie et en agriculture.

En solution aqueuse, on définit le pH de la manière suivante :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Lorsqu'un acide est ajouté à l'eau, la concentration en ions hydronium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  augmente et est supérieure à la concentration des mêmes ions dans l'eau pure. Ainsi, plus la solution est acide (plus la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  est élevée), plus le pH est faible, et réciproquement. Par exemple, le pH du jus d'orange frais est proche de 4 ; celui du jus de citron est égal à 2,5. Le jus de citron est donc plus acide : la concentration en ions hydronium y est supérieure. Pour la même concentration d'acide, plus l'acide est fort, plus le pH sera faible. Mais il ne faut pas confondre le pH d'une solution acide (ou basique) et la force d'un acide (ou d'une base) en solution.

On peut également raisonner en termes de basicité des solutions et définir le pOH d'une solution basique, par la relation :

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Or, dans l'eau pure, à 25 °C, les concentrations des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  sont liées par la relation :

$$[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = K_e = 1.10^{-14}$$

Ce produit est appelé produit ionique de l'eau et permet de convertir aisément les concentrations  $[\text{OH}^-]$  en  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ . De ce fait, les chimistes raisonnent principalement en termes de pH et d'acidité plutôt qu'en termes de pOH et de basicité.

Il existe une autre grandeur qui permet de mesurer l'acidité ou la basicité d'un produit dans les milieux très acides ou très basiques, la mesure de pH n'étant plus significative. Il s'agit de la fonction d'acidité qui mesure également l'aptitude du milieu à céder des protons. Dans les milieux ni trop acides ni trop basiques, sa valeur est proche de celle du pH.

## Titrage :

Indicateur, en chimie des solutions, substance naturelle ou synthétique qui change de couleur selon la nature du pH de la solution.

Pour visualiser une équivalence acido-basique au cours d'un titrage, on verse quelques gouttes de l'indicateur adéquat dans la solution avant son dosage. On choisit un indicateur dont la zone de virage contient le pH obtenu à l'équivalence. Ainsi, si le pH à l'équivalence est basique, on peut employer la phénolphthaléine ; s'il est acide, on lui préférera l'hélianthine. Idéalement, le pKa de l'indicateur coloré est égal au pH de la solution à l'équivalence. Il est important de faire la distinction entre le point de virage de l'indicateur et le point d'équivalence du titrage : le point de virage est l'estimation expérimentale du point d'équivalence.

Dans cet ordre d'idée, un indicateur coloré peut servir à estimer le degré d'avancement d'une réaction acido-basique.

### **Quelques indicateurs colorés**

Indicateur	Zone de virage de pH	Changement de teinte
------------	----------------------	----------------------

Phénolphtaléine	$8,2 \equiv 10,0$	Incolore $\rightarrow$ Rouge violacé
Hélianthine	$3,0 \equiv 4,4$	Rouge $\rightarrow$ Jaune
Méthylrouge	$4,2 \equiv 6,2$	Rouge $\rightarrow$ Jaune
Bleu de bromothymol	$6,0 \equiv 7,6$	Jaune $\rightarrow$ Bleu

### Courbes de titrage :

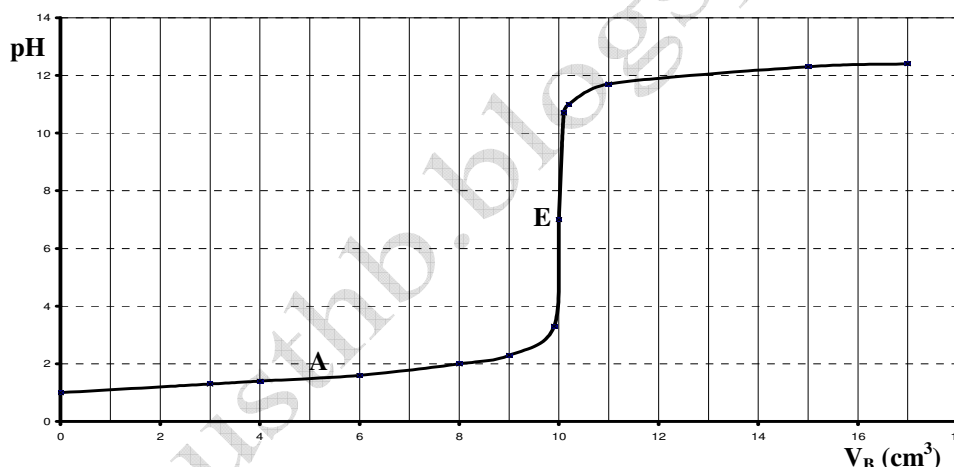
La courbe de titrage (également appelée courbe de neutralisation) correspond à la représentation graphique de la variation de pH au cours de l'addition progressive de base forte, la soude NaOH, dans une solution d'acide fort (solution d'acide chlorhydrique HCl).

Le point d'équivalence E correspond au volume de soude ajouté ( $V_{eq}$ ) tel que les quantités d'acide et de base mises en présence sont équivalentes, selon le rapport prévu par le bilan de réaction (soit 1 mole de solution HCl pour 1 mole de solution NaOH).

Le point remarquable A correspond à la neutralisation partielle, se traduisant par une zone à faible pente (ou faible variation de pH) : au point B, la solution partiellement neutralisée d'acide fort ne constitue pas un véritable tampon car le pH reste dépendant de la dilution.

L'intervalle de pH tracé sur la courbe définit une zone de  $\pm 1$  unité de pH autour du point d'équivalence E : cette zone correspond à la zone de virage de l'indicateur coloré qui doit être utilisé pour repérer correctement le point d'équivalence E.

#### **Dosage de $10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution de soude à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$**



## Partie experimetale :

**Experience :** prélever à l'aide d'une burette le volume 10 ml de NAOH de la solution

On mette dans une fiole jaugée de 250 ml

Ajouter l'eau distillée jusqu'au trait de jurge et agiter soigneusement

### Technique de dosage :

Rincer la burette avec la solution de l'acide et la remplir en ajustant le zéro

Rincer la fiole conique avec l'eau distillée et verser à l'aide de la pipette (préalablement nettoyer) le volume  $V_B = 10\text{ml}$  de la soude, en ajoutant 2 à 3 gouttes de bleu de bromotimol.

Faire un premier dosage rapide (verser à chaque fois 1 ml d'acide)

Afin de repérer le zone de virage, tout en agitant la fiole conique en permanence.

Noter le volume  $V_A$  de l'acide versé, correspondant à la goutte qui provoque le changement de couleur de l'indicateur.

### Remarque :

On atteint l'équivalence lorsque le bleu de bromotimol change de couleur.

$$V(\text{moyen}) = \frac{v_1 + v_2 + v_3}{3} = \frac{15,5 + 15,1 + 15,1}{3} = 15,23\text{ml}$$

$$N_2 = \frac{10.0,1}{15,23} = 0,06\text{N}$$

### Détermination de la masse de NAOH :

$$n = c.v$$

$$m = M.c.v$$

$$m = 40.0.06.0,1 = 0,24\text{g.}$$

### La normalité de la solution mère :

$$C = N = M = 0,06$$

$$C_1.V_1 = C_2.V_2$$

$$C_1 = \frac{C_2.V_2}{V_1} = \frac{0,06.100}{10} = 0,6\text{N}$$

## **Conclusion :**

Nous avons trouvé des résultats acceptables et proches à la réalité.

D'après ces résultats que nous avons trouvés, on peut déduire que l'indicateur coloré qu'on a utilisé dans la manipulation est valable puisque le point d'équivalence appartient aux zones de virage de ces indicateurs. Donc pour un titrage, on peut utiliser plusieurs indicateurs dont leurs zones de virage contiennent le pH correspondant au point d'équivalence.

« Un homme est bon s'il rend les autres meilleurs. »  
« Les bons comptes font les bons amis. »  
« Les petites ruisseaux font les grandes rivières. »  
« Quand on est jeune, on a des matins triomphants. »  
« Qui va doucement, va sûrement. »  
« Car, vois-tu, chaque jour je t'aime davantage. Aujourd'hui plus qu'hier et bien moins que demain. »  
« Quand la bouche dit oui, le regard dit peut-être. »  
« A bon chat bon rat. »  
« Le petit chat est mort. »  
« Oh ! L'amour d'une mère ! Amour que nul n'oublie ! »  
« On ne peut pas être et avoir été. »  
« Qui va à la chasse perd sa place. »  
« Qui vole un œuf, vole un bœuf. »  
« Qui donne au pauvre, prête au Dieu. »