



Département de
Chimie
Collège Shawinigan

Collège Shawinigan

Département de Chimie

Expérience #3

Titrages acido-basiques

par

Rédacteur: _____ Gr: _____

Collaborateur: _____

Rapport de laboratoire
présenté dans le cadre du cours

PRÉPARATION DE SOLUTIONS

à _____, professeur de Chimie

Date de la séance de laboratoire: _____

Date de la remise du rapport: _____

Hiver 2009

Expérience # 3

Titrages acido - basiques

1. But

L'expérience permettra de se familiariser avec la méthode du titrage volumétrique direct.

Section A) Étalonner une solution acide de HCl et l'utiliser pour déterminer la concentration d'autres substances.

Section B) Étalonner une solution de NaOH et l'utiliser pour déterminer la concentration d'autres substances.

2. Théorie

La réaction d'un acide avec une base conduit inévitablement à la formation d'un sel et d'eau selon:



où a, b, s et e représentent les coefficients stoechiométriques.

Cette équation générale permet de déterminer la concentration d'une solution acide ou basique à l'aide d'une solution appropriée (acide ou basique) de concentration connue. Cette méthode de détermination de la concentration est appelée "titrage acido-basique". Notez que le mot "titration" représente la traduction anglaise du mot titrage. Ce terme ne devrait donc apparaître dans aucun texte rédigé en français...

Un titrage acido-basique typique s'effectue en ajoutant, à l'aide d'une burette, un volume précis de la solution de concentration connue à une quantité mesurée de la substance dont on veut déterminer la concentration. Il faut toutefois remarquer que la situation inverse s'applique aussi bien pour effectuer la détermination. Le titrage se termine lorsque le rapport stoechiométrique du nombre de moles de l'acide $\left(\frac{n_{HA}}{a}\right)$ égale celui de la base $\left(\frac{n_B}{b}\right)$ selon:

$$\left(\frac{n_{HA}}{a}\right) = \left(\frac{C_{HA} V_{HA}}{a}\right) = \left(\frac{m_{HA}/MM_{HA}}{a}\right) = \left(\frac{n_B}{b}\right) = \left(\frac{C_B V_B}{b}\right) = \left(\frac{m_B/MM_B}{b}\right) \quad \text{éq. 2}$$

où, n: nombre de mole(s), C: concentration molaire volumique (M), V: volume (L),
m: masse de composé, MM: masse molaire du composé.

La fin de la neutralisation (du titrage), est appelée: le point équivalent ou le point d'équivalence et le volume de titrant requis pour neutraliser l'analyte correspond au volume équivalent. Ce point peut être déterminé exactement lorsque le pH est contrôlé. Cependant, l'usage d'un pH-mètre requiert plus de temps pour effectuer la détermination. Ainsi, pour limiter le temps requis pour la détermination, on utilise souvent un indicateur acido-basique qui change de couleur dans une gamme de pH connue. Ce colorant permet d'obtenir un point de fin de titrage qui s'approche du point d'équivalence et qui se nomme: le point de virage. Évidemment, il s'agit ici d'un estimé plus ou moins exact du point équivalent. Afin de limiter l'écart entre le volume équivalent réel (déterminé à l'aide du pH) et celui déterminé au point de virage, le choix de l'indicateur doit être fait de sorte que le point d'équivalence du titrage soit compris à l'intérieur de la zone de virage du colorant.

Cette détermination peut s'effectuer lorsque l'on connaît exactement la concentration ou le nombre de moles d'une des deux espèces. Pour ce faire, la substance de référence qui permet d'étalonner une autre solution doit posséder certaines qualités: elle doit être pure et elle doit être chimiquement stable. Peu de substances possèdent ces qualités. De telles substances sont nommées: standard primaire.

Généralement, les substances utilisées pour les titrages acido-basiques ne possèdent pas ces qualités. Elles doivent donc être étalonnées (standardisées) à l'aide d'un standard (étalon) primaire. Parmi ces composés chimiques de référence, on trouve:

	Noms	Masse molaire MM (g/mole)
<i>Étalonnage bases</i>	Hydrogénophthalate de potassium, KHP ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$)	204,23
	Acide sulfamique (H_2NHSO_3)	97,10
	Acide oxalique dihydraté ($\text{HOOC-COOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)	126,07
	Acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)	122,13
<i>Étalonnage acides</i>	Carbonate de sodium (Na_2CO_3)	106,0
	Tris(hydroxyméthyl)aminométhane ($(\text{CH}_2\text{OH})_3\text{CNH}_2$)	121,4

La concentration de solutions peut aussi s'exprimer en équivalents par litre de solution. Cette unité de concentration se nomme "normalité" et est symbolisée par N. Le point d'équivalence d'un titrage acido-basique est atteint lorsque un équivalent d'acide (correspondant à 1 ion H_3O^+ ou à 1 ion H^+) a complètement neutralisé un équivalent de base (correspondant à 1 ion OH^-). Ainsi, l'usage de cette unité permet de ne pas tenir compte des coefficients stoechiométriques. Ces derniers sont implicitement impliqués dans le calcul qui se résume à l'équation suivante:

$$N_A V_A = N_B V_B \quad \text{éq. 3}$$

où, N_A et N_B = normalité (N); V_A et V_B = volumes (L, mL)

Afin de préparer les solutions à étalonner, on utilise l'équation 3 en remplaçant les termes de la concentration de l'acide et de la base (exprimées en M ou en N) par les termes de la concentration de la solution concentrée et de la solution diluée. La concentration de solutions commerciales (aussi nommées solutions stocks) concentrées est écrite dans le tableau suivant pour plusieurs acides et bases d'usage courant.

3. Manipulations

Partie I: Préparation et étalonnage d'une solution d'acide chlorhydrique ~ 0,2M

1. À l'aide d'un cylindre gradué de volume suffisant, prélevez approximativement le volume de HCl requis _____ mL pour préparer 2,0 litres d'une solution 0,2 M.

Attention: corrosif

2. Emplissez le ballon volumétrique au $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée et ajoutez l'acide concentré lentement en agitant constamment le ballon. Complétez environ au trait de jauge avec de l'eau distillée et agitez à nouveau. Il n'est pas nécessaire d'être précis à cette étape car nous étalonnerons cette solution à l'aide d'un standard primaire.

Attention: Acide dans l'eau, bravo; eau dans l'acide, suicide!!!

3. Pesez exactement environ 0,3 g du standard primaire Na_2CO_3 (préalablement séché pendant 2 heures à 110°C) dans une fiole conique de 250 mL et dissolvez le solide dans un peu d'eau. Ajoutez ensuite 3 à 6 gouttes de l'indicateur bromocrésol vert.
4. Neutralisez le standard primaire avec votre solution de HCl jusqu'au point de virage de l'indicateur. Attention, le changement de couleur doit être très faible!
5. À l'aide d'une plaque chauffante agitatrice, faites bouillir la solution pendant 2 minutes afin d'éliminer le dioxyde de carbone dissous et complétez le titrage. La quantité d'acide à rajouter sera alors très faible.
6. Répétez au moins deux fois les étapes 3 à 5 (calculez la concentration afin de déterminer la pertinence de nouveaux essais).
7. Préparez environ 500 mL d'une solution de NaCl approximativement 0,05M (le sel ne sert qu'à augmenter la force ionique de la solution).
8. Titrez environ 100 mL de cette solution avec l'acide de la même façon que précédemment afin de déterminer la correction à apporter pour l'effet d'indicateur (le volume requis devrait être très faible). VOUS DEVREZ APPORTER CETTE CORRECTION LORS DE VOS CALCULS...

Partie II: Détermination secondaire de la [] d'une solution de NaOH environ 0,1 N

1. Préparez 1,0 L d'une solution de NaOH environ 0,1 M.

*Attention: l'hydroxyde de sodium est très corrosif
Réfléchissez avant de procéder à la dilution ...*

2. Pipettez 25,00 mL de la solution alcaline dans une fiole conique de 125 mL, ajoutez de l'eau distillée ainsi que quelques gouttes de l'indicateur vert de bromocrésol et titrez avec la solution de HCl jusqu'au point de virage.
3. Répétez l'étape 2 jusqu'à l'obtention de trois volumes qui respectent l'incertitude associée à la burette.

Partie III: Vérification de la concentration de NaOH à l'aide du KHP

1. Déterminez la masse de KHP qui réagira avec environ 25 mL de la solution de NaOH 0,1N. Pesez exactement environ cette masse KHP dans une fiole conique de 125 mL. Ajoutez un peu d'eau pour dissoudre le solide (le volume n'est pas important) ainsi que deux à trois gouttes de l'indicateur phénolphtaléine.
2. Ajoutez lentement la solution de NaOH à l'aide de la burette à la fiole conique tout en agitant constamment d'un mouvement de rotation. Le point de virage est atteint lorsque la coloration rose pâle de l'indicateur persiste pendant 30 secondes. **Notez** avec **PRÉCISION** le volume sur la burette.
3. Répétez le titrage avec au moins deux autres prises du standard primaire. Notez de nouveau les volumes et évidemment les masses.

Partie IV: Détermination de la concentration de solutions inconnues

1. Déterminez vous-même les étapes à suivre. Portez une attention particulière au bon usage des instruments volumétriques. Idéalement, il faut viser au moins 25 mL pour une burette de 50 mL. Si l'inconnu est trop concentré (le volume de titrant requis est trop grand), vous pouvez le diluer ou prélever un volume plus petit. S'il est trop dilué, vous devrez augmenter le volume de l'aliquot ou diluer le titrant. N'oubliez pas de normaliser correctement vos instruments.

4. Cahier de laboratoire

1. Titre de l'expérience
2. But
3. Résumé des manipulations

5. Rapport de laboratoire

1. Page titre
2. Résumez vos manipulations (dressez un bref protocole) pour la détermination de la normalité de vos solutions inconnues # ____ et # ____ .
 - Justifiez brièvement vos choix.
3. Données et observations
 - Résumez clairement toutes vos données dans un nombre minimum de tableaux. Assurez-vous que ces derniers illustrent clairement les étapes suivies. Respectez la précision des instruments utilisés (IA).
 - Indiquez vos observations pertinentes après chaque tableau.
4. Calculs
 - Démontrez tous vos calculs (toujours avec l'un de vos trois essais). **Calculez aussi les incertitudes absolues** après chaque calcul.
5. Résultats

***** La qualité des résultats est évaluée *****
6. Discussion
 - Résumez vos résultats.
 - Expliquez quelques observations.
 - Discutez de la fiabilité de la concentration de votre solution de NaOH (comparez les deux méthodes, les IA's, reproductibilité...)
 - Discutez de la fiabilité de la normalité de chaque solution inconnue.
 - Suggérez des améliorations (justifiez).

***** Attention au respect des normes de présentation d'un rapport *****