

Labo théorique : Dosage de l'acide chlorhydrique par titrage acidobasique

OBJECTIF GÉNÉRAL

- Déterminer la concentration d'une solution concentrée d'acide chlorhydrique par un titrage acidobasique.

OBJECTIFS SPÉCIFIQUES

- Déterminer le mode de préparation d'une solution de biphthalate de potassium et la préparer.
- Étalonner une solution titrante d'hydroxyde de sodium à l'aide d'une solution de biphthalate de potassium.
- Déterminer la concentration inconnue de la solution concentrée d'acide chlorhydrique.

1. COMMENT RÉALISER LE LABORATOIRE

- Faire ce travail seul. Il doit être fait à l'ordinateur. Respecter les précisions de votre enseignant.e ;
- Lire le texte complet de l'expérience ;
- Lire les sections sur la titrimétrie (principalement les sections Procédure générale d'un titrage colorimétrique; section 6.1 et Applications; section 6.3) dans le **Moodle des techniques** ;
- Lire la section 5.3 (pages 241 à 250) de votre manuel ;
- Regarder la vidéo suivante : <http://tiny.cc/1d9jmz>

2. PRINCIPES THÉORIQUES

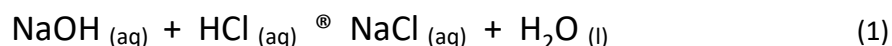
LE TITRAGE ACIDO-BASIQUE

De façon générale, un titrage est une technique qui consiste à faire réagir une solution, dont la concentration est connue et appelée *solution titrante*, avec une autre solution, appelée la *solution titrée*, dans le but de déterminer la concentration de cette dernière. La solution titrante est ajoutée à la solution titrée avec une burette. Le titrage se fait la plupart du temps dans un erlenmeyer. En connaissant le volume et la concentration de la solution titrante, de même que le volume de solution titrée, il est facile de calculer la concentration de la solution titrée, tel que démontré plus loin.

Un titrage acidobasique est un titrage par lequel la concentration d'un acide ou d'une base est déterminée; une solution d'acide est titrée avec une solution de base forte (généralement NaOH) et une solution de base avec une solution d'acide fort (généralement HCl). Il est important de **toujours utiliser, pour un titrage acidobasique, une solution d'acide fort ou de base forte** comme solution titrante afin que la réaction avec la substance titrée soit complète. La réaction qui a lieu lors du titrage est une **réaction acidobasique**.

LE POINT D'ÉQUIVALENCE ET LE CALCUL DE LA CONCENTRATION

Lorsqu'un titrage est effectué, **l'ajout de solution titrante est arrêté à l'instant où la substance titrée a complètement réagi**; cet instant se nomme le **point d'équivalence**. Si, par exemple, une solution de HCl (le titré) est titré avec une solution de NaOH (le titrant) :



il faut arrêter le titrage dès qu'il ne reste plus de HCl à faire réagir. À ce moment, le **nombre de moles de NaOH ajouté est égal au nombre de moles de HCl présent initialement**. Ainsi, s'il y a initialement n mol de HCl :

	$\text{NaOH}_{(aq)}$	+	$\text{HCl}_{(aq)}$	\rightleftharpoons	$\text{NaCl}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
initial	$n \text{ mol}$		$n \text{ mol}$		0 mol		0 mol
réaction	$- n \text{ mol}$		$- n \text{ mol}$		$+ n \text{ mol}$		$+ n \text{ mol}$
final	0 mol		0 mol		$n \text{ mol}$		$n \text{ mol}$

La concentration de HCl est calculée en considérant qu'au **point d'équivalence le nombre de moles de NaOH (de la solution titrante) ajouté est égal au nombre de moles de HCl (de la solution titrée) présent initialement**.

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}} \quad (2)$$

Comme HCl et NaOH sont tous les deux en solution aqueuse, il est possible d'écrire :

$$c_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = c_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} \quad (3)$$

La concentration de HCl est recherchée (c'est le but du titrage dans cet exemple).

$$c_{\text{HCl}} = \frac{c_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} \quad (4)$$

Dans cette dernière équation, la seule inconnue est c_{HCl} . Le volume de solution titrée (HCl ici) est mesuré à l'aide d'une pipette. Celui de solution titrante (NaOH ici) est ajouté à l'aide d'une burette ; une fois le titrage complété, la mesure du volume est lue sur cet instrument. La concentration de solution titrante est connue, puisque cette solution a été préalablement préparée.

La détection du point d'équivalence dans un titrage acidobasique est rendue possible par le fait que le pH de la solution titrée varie très brusquement à cet instant. En effet, au point d'équivalence la solution de l'exemple ci-dessus ne contient que de l'eau et du NaCl, ce qui lui confère un pH neutre de 7,00. La figure suivante montre une courbe de titrage typique d'un acide fort par une base forte.

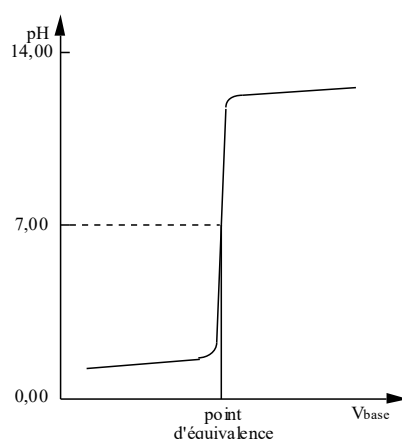


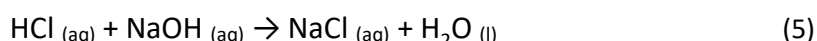
Figure 1 : Courbe de titrage d'un acide fort par une base forte.

Il est possible d'utiliser un pH-mètre pour détecter le pH au point d'équivalence au cours d'un titrage. Il faut cependant être très méticuleux lorsque le point d'équivalence est atteint afin de ne pas « passer tout droit » et d'ajouter plus de titrant qu'il n'en faut pour faire réagir complètement le titré ; il faut en pratique ajouter la solution titrante par portions d'un dixième de millilitre à la fois, ce qui est long et assez fastidieux.

L'utilisation d'un indicateur est beaucoup plus simple et rapide. Un indicateur acido-basique est une substance dont la couleur en solution dépend du pH de celle-ci. L'instant où un indicateur change de couleur est appelé *point de virage*. L'indicateur est choisi en fonction que le pH au point d'équivalence du titrage se trouve à l'intérieur de l'intervalle de pH du virage. Pour cette expérience, les indicateurs appropriés sont la phénolphtaléine et le bleu de bromothymol car leur virage s'effectue en pH neutre. À noter qu'il existe aussi d'autres types d'indicateurs qui sont utilisés lorsqu'une espèce à doser ne possède pas un caractère acido-basique. En effet, il est possible de faire des titrages par oxydoréduction, par précipitation, par formation d'un complexe, etc. Ces indicateurs changent donc de couleur dans des conditions autres qu'une modification de pH.

LE DOSAGE D'UNE SOLUTION CONCENTRÉE D'ACIDE CHLORHYDRIQUE

L'acide chlorhydrique (HCl) peut être obtenu commercialement sous forme de solution concentrée. Sa concentration est alors exprimée en **pourcentage massique** : elle est de **37 %**. Sachant que **la masse volumique de cette solution est de 1,18 g/mL**, il est possible de calculer sa concentration molaire volumique. Cette solution est cependant **très corrosive**, et difficile à titrer. Ce sera donc une solution de HCl concentrée, de concentration inconnue, qui sera préparée au laboratoire. La concentration de cette solution sera plus faible que celle du HCl commercial, ce qui permettra la mesure de son volume à l'aide d'une pipette de façon sécuritaire. Le titrage sera effectué à l'aide **d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH), dont la concentration sera d'environ 0,10 mol/L**. La réaction qui aura lieu au cours du titrage est la suivante :



La concentration d'acide chlorhydrique sera ramenée à environ 0,10 mol/L par dilution, et le titrage sera effectué sur la solution diluée plutôt que sur la solution concentrée. Cependant, il faudra calculer la concentration de la solution concentrée fournie au laboratoire à partir des résultats obtenus. Pour déterminer la concentration de la solution concentrée, le principe de base est de considérer qu'une dilution ne change pas le nombre de moles de soluté. Il est donc possible d'énoncer que :

$$n_{\text{HCl conc}} = n_{\text{HCl dil}} \quad (6)$$

Comme l'acide chlorhydrique est en solution aqueuse et que sa concentration sera exprimée en concentration molaire volumique, la formule suivante est employée :

$$C_{\text{HCl, conc}} V_{\text{HCl, conc}} = C_{\text{HCl, dil}} V_{\text{HCl, dil}}$$

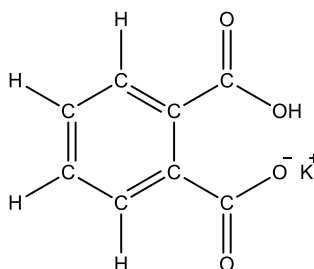
$$C_{\text{HCl, conc}} = \frac{C_{\text{HCl, dil}} V_{\text{HCl, dil}}}{V_{\text{HCl, conc}}} \quad (7)$$

Dans cette expérience, **une solution diluée de 250,0 mL** sera préparée ; **le volume de HCl concentré sera de 10,00 mL**, prélevé à l'aide d'une pipette volumétrique. La concentration molaire volumique de la solution diluée sera déterminée par titrage. De cette façon, il sera possible de calculer la concentration de la solution concentrée, ce qui constitue le but de cette expérience.

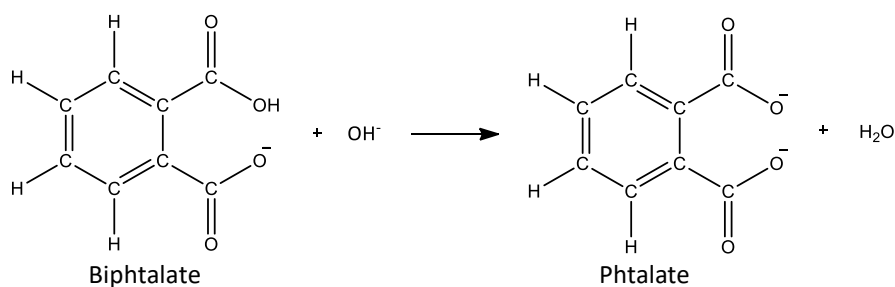
La **solution titrante (NaOH ≈ 0,10 mol/L)** aura, tel que mentionné plus haut, approximativement la **même concentration que la solution titrée (HCl dilué)**. C'est la procédure habituelle lors d'un titrage pour faire en sorte que le **volume de solution titrante utilisé soit du même ordre de grandeur que le volume de solution titrée (puisque HCl et NaOH réagissent en rapport 1 : 1)**. Ce volume sera de **10,00 mL** dans cette expérience. Cela permet alors d'éviter la mesure d'un très faible volume (ce qui serait imprécis) de solution titrante si celle-ci est beaucoup plus concentrée que la solution titrée, ou d'un très grand volume (ce qui serait du gaspillage) si elle est beaucoup moins concentrée.

Il est difficile de préparer une solution d'hydroxyde de sodium dont la concentration est connue précisément parce que ce produit a fortement tendance à absorber l'humidité présente dans l'air, ce qui fait qu'il est difficile de le peser pur à 100 %. La solution d'hydroxyde de sodium doit donc être d'abord étalonnée.

Cette opération consiste à titrer cette solution avec une solution de biphthalate de potassium ($\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$).



Comme cette substance peut être obtenue sous la forme d'un solide très pur, il est aisé de s'en servir pour étalonner une solution d'hydroxyde de sodium. C'est l'ion biphthalate qui réagit avec l'ion hydroxyde :



Comme pour le titrage de HCl avec NaOH, des solutions de mêmes concentrations seront utilisées pour l'étalonnage. Une solution de biphthalate de potassium dont la concentration sera de 0,10 mol/L devra donc être préparée. Sachant qu'un volume de 100 ml de cette solution sera préparé, il est facile de calculer la masse de biphthalate de potassium nécessaire. Ce calcul doit être fait préalablement à l'expérience.

Une fois l'étalonnage effectué, le volume de solution de biphthalate de potassium utilisé servira à calculer la concentration de la solution d'hydroxyde de sodium. En effet, étant donné que les deux substances réagissent en rapport 1 : 1, leur nombre de moles est le même au point d'équivalence :

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{biK}} \quad (8)$$

La formule suivante est utilisée :

$$C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH tit}} = C_{\text{biK}} V_{\text{biK moyen}}$$

$$C_{NaOH} = \frac{C_{biK} \cdot V_{biK \text{ moyen}}}{V_{NaOH \text{ tit}}} \quad (9)$$

Où C_{biK} : Concentration de la solution préparée de $KC_8H_5O_4$
 $V_{biK \text{ moyen}}$: Volume moyen de la solution titrante de $KC_8H_5O_4$
 C_{NaOH} : Concentration de la solution titrée de NaOH
 $V_{NaOH \text{ tit}}$: Volume de la solution de titrée de NaOH

Dans cette dernière équation, la seule inconnue est la concentration recherchée.

Ayant déterminé la concentration de la solution titrante, elle sera utile pour calculer la concentration de la solution diluée d'acide chlorhydrique. En effet, lors du titrage de celle-ci par la solution d'hydroxyde de sodium, le nombre de moles de ces deux substances est le même au point d'équivalence, comme que précisé plus haut :

$$n_{HCl \text{ dil}} = n_{NaOH} \quad (10)$$

Ainsi:

$$C_{HCl \text{ dil}} V_{HCl \text{ tit}} = C_{NaOH} V_{NaOH \text{ moyen}}$$

$$C_{HCl \text{ dil}} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH \text{ moyen}}}{V_{HCl \text{ tit}}} \quad (11)$$

Où C_{NaOH} : Concentration de la solution préparée de NaOH
 $V_{NaOH \text{ moyen}}$: Volume moyen de la solution titrante de NaOH
 $C_{HCl \text{ dil}}$: Concentration de la solution titrée de HCl diluée
 $V_{NaOH \text{ tit}}$: Volume de la solution de titrée de HCl diluée

Il suffit donc d'utiliser la valeur ici déterminée pour calculer la concentration de la solution concentrée de HCl, tel que mentionné plus haut.

Vous pouvez maintenant compléter le compte rendu suivant et le déposer sur LÉA, à la date indiquée par votre enseignant.e.

3. TRAVAIL À COMPLÉTER :

Travail sur le dosage du HCl

Chimie des solutions

Nom : _____

Date : _____

Tableaux des données

Tableau 1 : Préparation de la solution de $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$ et de la solution diluée de HCl

m_{biK}	$V_{\text{sol biK}}$	$V_{\text{HCl conc}}$	$V_{\text{HCl dil}}$
g	mL	mL	mL
$\pm 0,0002$	$\pm 0,08$	$\pm 0,02$	$\pm 0,1$
2,0454	100,00	10,00	250,0

m_{biK} : Masse de $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$

$V_{\text{sol biK}}$: Volume de la solution de $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$ préparée

$V_{\text{HCl conc}}$: Volume de la solution de HCl concentrée prélevé

$V_{\text{HCl dil}}$: Volume de la solution de HCl diluée préparée

Masse molaire de $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$: $M_{\text{biK}} = \underline{204,22 \text{ g/mol}}$

**Tableau 2 : Étalonnage de la solution de NaOH par la solution de $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$
par titrage en présence de phénolphtaléine**

Essai	V_{biK}
	mL
	$\pm 0,03$
1	10,31
2	10,32
3	10,31

V_{biK} : Volume de solution titrante de $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$

Volume moyen de solution titrante de $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$: $V_{\text{biK moyen}} = \underline{(10,31 \pm 0,03) \text{ mL}}$

Volume de solution de NaOH titrée : $V_{\text{NaOH tit}} = (10,00 \pm 0,02) \text{ mL}$

Tableau 3 : Titrage de la solution diluée de HCl par la solution de NaOH en présence de bleu de bromothymol

Essai	V _{NaOH}
	mL
	± 0,03
1	11,52
2	11,50
3	11,50

V_{NaOH} : Volume de solution titrante de NaOH

Volume moyen de solution titrante de NaOH : V_{NaOH moyen} = (11,51 ± 0,03) mL

Volume de solution de HCl titrée : V_{HCl tit} (10,00 ± 0,02) mL

Calculs

À l'aide de l'éditeur d'équation, montrer tous les calculs effectués pour trouver les quatre concentrations et leur incertitude. Montrer aussi le calcul nécessaire à la détermination de la masse de biphosphate de potassium. Respecter les normes de présentation. Lorsque vous aurez terminé, construire le tableau des résultats.

Concentration KC₈H₅O₄:

$$C_{biK} = \frac{2,0454 \text{ g}}{100,00 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{204,22 \text{ g}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,10016 \text{ mol/L}$$

Incertitude:
$$\Delta C_{biK} = \left(\frac{\Delta m_{biK}}{m_{biK}} \cdot \frac{\Delta V_{sol biK}}{V_{sol biK}} \right) C_{biK}$$

$$\Delta C_{biK} = \left(\frac{0,0002 \text{ g}}{2,0454 \text{ g}} \cdot \frac{0,08 \text{ mL}}{100,00 \text{ mL}} \right) 0,10016 \text{ mol/L}$$

$$\Delta C_{biK} = 7 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Concentration NaOH :

$$C_{NaOH\ tit} = \frac{C_{biK\ moyen} \cdot V_{biK\ moyen}}{V_{NaOH\ tit}}$$

$$C_{NaOH\ tit} = \frac{0,10016 \frac{mol}{L} \cdot 0,01031L}{0,01000 L} = 0,1033 \text{ mol/L}$$

Incertitude: $\Delta C_{NaOH\ tit} = \left(\frac{\Delta C_{biK\ moyen}}{C_{biK\ moyen}} \cdot \frac{\Delta V_{biK\ moyen}}{V_{biK\ moyen}} \cdot \frac{\Delta V_{NaOH\ tit}}{V_{NaOH\ tit}} \right) C_{NaOH\ tit}$

$$\Delta C_{NaOH\ tit} = \left(\frac{7 \times 10^{-9} \text{ mol/L}}{0,10016 \text{ mol/L}} \cdot \frac{3 \times 10^{-5} L}{0,01031 L} \cdot \frac{2 \times 10^{-5} L}{0,01000 L} \right) 0,1033 \text{ mol/L}$$

$$\Delta C_{NaOH\ tit} = 4,201 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

Concentration HCl_{conc} :

$$C_{HCl_{conc}} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}{V_{HCl_{conc}}}$$

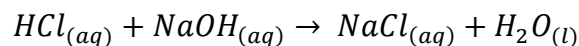
$$C_{HCl_{conc}} = \frac{0,1033 \frac{mol}{L} \cdot 0,01151L}{0,01000 L} = 0,1189 \text{ mol/L}$$

Incertitude: $\Delta C_{HCl_{conc}} = \left(\frac{\Delta C_{NaOH}}{C_{NaOH}} \cdot \frac{\Delta V_{NaOH}}{V_{NaOH}} \cdot \frac{\Delta V_{HCl_{conc}}}{V_{HCl_{conc}}} \right) C_{HCl_{conc}}$

$$\Delta C_{HCl_{conc}} = \left(\frac{4,201 \times 10^{-14} \text{ mol/L}}{0,1033 \text{ mol/L}} \cdot \frac{3 \times 10^{-5} L}{0,01152 L} \cdot \frac{2 \times 10^{-5} L}{0,01000 L} \right) 0,1189 \text{ mol/L}$$

$$\Delta C_{HCl_{conc}} = 2,518 \times 10^{-18} \text{ mol/L}$$

Concentration HCl_{dil} :



$$C_{HCl\ dil} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH\ moyen}}{V_{HCl\ tit}}$$

Calculer la masse de biphtalate de potassium requise pour la préparation d'une solution de NaOH 0,35 mol/L. Laisser des traces de vos démarches (cette donnée ne doit pas apparaître dans votre tableau des résultat).

Concentration $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$:

Concentration NaOH :

Concentration HCl_{dil} :

Concentration HCl_{conc} :

Tableau des résultats

Tableau 4 :

À concevoir...

Discussion

Répondre aux questions suivantes :

1. Pourquoi fallait-il étalonner la solution de NaOH avant de l'utiliser?

Car il est difficile de préparer une solution d'hydroxyde de sodium dont la concentration est connue précisément parce que ce produit a fortement tendance à absorber l'humidité présente dans l'air, ce qui fait qu'il est difficile de le peser pur à 100 %.

2. Au début de ce titrage, quelle couleur serait la phénolphtaléine?

La solution sera rose fuchsia.

3. Il est presque impossible de peser exactement, à quatre chiffres après la virgule, la masse de biphtalate de potassium calculée à la question 1. Quelle sera la conséquence immédiate d'une masse de biphtalate différente de celle calculée ? Pourquoi cette différence n'aura-t-elle pas d'impact sur le résultat final de l'expérience ?

4. À la lumière des résultats obtenus lors des titrages, que pouvez-vous conclure par rapport à la reproductibilité des essais?

5. En vous fiant au matériel présenté dans la vidéo, lors de la préparation de l'expérience, quelles pièces de verrerie doivent être :

a. Rincées

- Erlenmeyer

b. Conditionnées

- Burette

- Pipette volumétrique

6. Vous avez vu une autre technique dans le cadre du cours qui permettait de connaître la quantité d'un soluté dans un solvant. D'après vous, en quoi la technique du titrage est avantageuse?

Effectivement, lors de nos laboratoires, nous avons aussi utilisé la technique de la filtration sous vide.

