

“LE PLUS CORROSIFS DE TOUS LES ACIDES EST LE SILENCE”

TITRAGE ACIDE BASE

Techniques

- dilution
- étalonnage
- titrage volumétrique
- détermination d'un inconnu

FS disponibles pour

- hydroxyde de sodium, NaOH (aq)
- acide chloridrique, HCl (aq)
- acide maléique

Principes

- acidité/basicité
- concentration
- point d'équivalence, point de virage
- pourcentage massique

Lectures Approfondies Recommandées

- Ch 4, Hill, Petrucci, McCreary, Perry, Cantin, Chimie des Solutions 2^{ème} Ed., ERPI, 2008.

INTRODUCTION

Le Début

Ceci est la première expérience dans laquelle vous travaillerez avec des solutions inconnues. Vous utiliserez les techniques étudiées dans le laboratoire pour déterminer la concentration des solutions inconnues. Il est important de noter que si vous travaillez avec attention vous devez obtenir une valeur très près de la vraie valeur. La note attribuée ne dépendra pas seulement de la valeur déterminée mais ceci sera un facteur important. Voici un bref aperçu de ce que vous ferez au cours de la séance d'aujourd'hui :

- Préparer une solution d'hydroxyde de sodium, NaOH, par dilution
- Étalonner la solution de NaOH
- Utiliser la solution étalonnée de NaOH pour déterminer la concentration de la solution inconnue

EXPÉRIENCE N° 4: *Titration Acide Base*

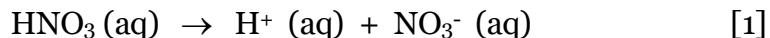
Introduction

“Presque tout ce que nous mangeons est acide!”

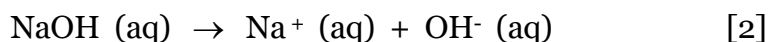
Que sont les Acides et les Bases?

Les acides et les bases sont des substances communément employées, non seulement au laboratoire mais aussi dans nos vies quotidiennes. Il est bien connu que les substances acides possèdent un goût sûr (comme le vinaigre ou la limonade!) et que les acides forts sont corrosifs. Il est moins bien connu que les bases possèdent un goût amer et que les bases fortes sont aussi corrosives. Pourquoi connaissons-nous mieux les acides que les bases et comment arriver à les distinguer?

Plusieurs définitions existent pour les acides et les bases. La définition d'Arrhénius d'un acide est la plus simple et décrit les **acides** comme des substances qui se comportent comme des **donneurs de protons** lorsque dissoutes dans l'eau, tandis que les **bases** se comportent comme des **donneurs d'ions hydroxyde** lorsque dissoutes dans l'eau. Un autre terme pour un proton est un ion d'hydrogène, $H^+(aq)$, tandis qu'un ion hydroxyde est l'espèce $OH^-(aq)$. Donc, HNO_3 qui, en se dissociant dans l'eau selon l'équation suivante,



libère un proton est par conséquent appelé un acide. Par contre NaOH en se dissociant dans l'eau selon l'équation suivante,



libère l'ion hydroxyde et est donc considéré comme une base. La définition d'Arrhenius ne peut pas expliquer le comportement basique de $HCO_3^-(aq)$ et de $CO_3^{2-}(aq)$ parce que ces

deux corps ne libèrent pas d'ions hydroxyde. La définition de Brønsted-Lowry décrit les acides de façon identique que celle d'Arrhenius. Cependant, elle élargie la définition de base pour inclure le pouvoir **d'accepter un proton**, ce qui aide à expliquer le comportement de HCO_3^- (aq) et CO_3^{2-} (aq). Toutefois, plusieurs substances possèdent des caractéristiques acides/bases même si elles ne contiennent pas d'hydrogène! La définition la plus générale est celle de Lewis qui définit les **acides** comme **accepteurs de paires d'électrons** et les **bases** comme **donneurs de paires d'électrons**. Dans le cadre de cette expérience, la définition d'Arrhenius est suffisante car les acides et les bases manipulés possèdent des ions hydrogènes ou hydroxydes.

Les acides et les bases sont normalement caractérisés par deux paramètres: leur force et leur concentration. Un acide **fort** et une base **forte** se dissocient presque complètement dans l'eau. Dans les équations [1] et [2], très peu de HNO_3 ou de NaOH est présent une fois dissoute dans l'eau: tout ou presque tout le HNO_3 et le NaOH est dissocié et produit les ions H^+ , NO_3^- , Na^+ , ou OH^- qui dissous dans l'eau. Donc, HNO_3 et NaOH sont des exemples d'un acide fort et d'une base forte. Un acide **faible** et une base **faible** ne se dissocient pas complètement lorsque dissouts dans l'eau. L'acide acétique et l'ammoniaque sont des exemples d'acide faible et de base faible. Dans cette expérience, vous manipulerez des acides forts et des bases fortes.

La concentration d'un acide ou d'une base sera déterminée par la quantité d'acide ou de base ajoutée à un volume d'eau donné. Si la solution contient **plus d'acide/base** et **moins d'eau**, la solution est **plus concentrée**. Si la solution contient **moins d'acide/base** et **plus d'eau**, la solution est **moins concentrée**. Comment mesure-t-on la concentration? En général, la quantité d'acide/base (dans ce cas appelé le **soluté**) est mesurée en **moles** et le volume de la solution (qui comprends le soluté ET le solvant) est mesuré en **litres**. La concentration est donc exprimée en moles par litres, mol/L. Cette unité se nomme aussi la **molarité**, **M**. La concentration est décrite par l'équation suivante:

$$\text{Concentration (mol / L)} = \frac{\text{quantité de soluté (mol)}}{\text{volume de solution (L)}} \quad [3]$$

où le nombre de moles de soluté est obtenu en divisant la masse du soluté (en grammes) par la masse molaire du soluté (en grammes par mole).

Titration d'Acides et de Bases

La réaction d'un acide avec une base produit un sel et de l'eau. Cette réaction se nomme une réaction de **neutralisation**. La quantité d'acide nécessaire pour neutraliser une base est déterminée par la stœchiométrie de la réaction. Le **point d'équivalence** de la réaction correspond à l'instant où la quantité d'acide est exactement suffisante pour neutraliser la quantité de base présente. Par exemple, si l'acide sulfurique, H_2SO_4 (aq), réagit avec l'hydroxyde de sodium, NaOH (aq), la réaction de neutralisation s'écrit comme:



Cette équation, indique que **1 mole de H₂SO₄** réagit avec **2 moles de NaOH**. Quel est le volume d'une solution 0.5 mol/L de H₂SO₄ nécessaire pour titrer 25 mL d'une solution 0.5 mol/L de NaOH? La résolution du problème peut être divisée en étapes simples vous fournissant une méthodologie utile pour résoudre ce genre de problème, pour qu'ensuite une équation générale soit formulée.

Étape 1. Trouvez le nombre de moles de base

$$\begin{aligned}n_{\text{base}} &= C_{\text{base}} \times V_{\text{base}} \\ &= 0,5 \text{ mol/L} \times 25 \text{ mL} \\ &= 0,5 \text{ mol L}^{-1} \times 25 \times 10^{-3} \text{ L} \\ &= 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

Étape 2. Déterminez la relation entre le nombre de moles d'acide et de base

1 mole d'**acide** réagit avec **2** moles de **base**, donc

$$n_{\text{base}} = 2 n_{\text{acide}} \quad [5]$$

(N'oubliez pas que, pour cette réaction, le nombre de moles de base est deux fois plus grand que le nombre de moles d'acide!)

Étape 3. Calculez le nombre de moles d'acide nécessaire

$$\begin{aligned}n_{\text{acide}} &= 0,5 n_{\text{base}} \text{ (réarrangement de l'équation [5])} \\ &= 0,5 \times 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol} \\ &= 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol}\end{aligned}$$

Étape 4. Calculez le volume d'acide nécessaire

$$\begin{aligned}V_{\text{acide}} &= n_{\text{acide}} / \text{concentration}_{\text{acide}} \\ &= 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,5 \text{ mol L}^{-1} \\ &= 1,25 \times 10^{-2} \text{ L} \\ &= 12,5 \text{ mL}\end{aligned}$$

La procédure peut être simplifiée en reconnaissant que celle-ci repose entièrement sur la stœchiométrie de la réaction entre l'acide et la base, ce qui est fait à l'étape 2. N'oubliez pas que le montant en moles, n, est égal à la concentration · volume. Dans l'équation [5], si "n" est remplacé par l'expression "concentration · volume", la quantité recherchée peut directement être isolée et déterminée.

$$n_{\text{base}} = 2 n_{\text{acide}}$$

$$\text{concentration}_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = 2 \text{ concentration}_{\text{acide}} \cdot V_{\text{acide}}$$

En mettant c comme la concentration, on peut écrire

$$c_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = 2 c_{\text{acide}} \cdot V_{\text{acide}} \quad [6]$$

Cette équation est valable pour la stœchiométrie de l'équation [4], mais ce n'est pas nécessairement valable pour toutes les stœchiométries! La forme plus générale de cette équation est

$$c_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = \frac{b}{a} (c_{\text{acide}} \cdot V_{\text{acide}}) \quad [7]$$

où b est le coefficient stœchiométrique de la base et a le coefficient stœchiométrique de l'acide dans l'équation de la réaction chimique.

Point de virage

Le point d'équivalence correspond à l'instant où la quantité d'acide est la même que celle de la base présente dans la solution. Il est aussi évident comment calculer les quantités au point d'équivalence. Malheureusement, il n'y a rien qui indique quand le point d'équivalence est atteint? Les acides et les bases sont généralement incolores (les acides et bases avec lesquels vous travaillez aujourd'hui sont incolores), et à part générer un peu de chaleur, il n'y a aucune cloche qui sonne pour indiquer l'instant où les quantités d'acide et de base sont équivalentes. Alors comment peut-on le savoir?

Des **indicateurs** sont utilisés. Un indicateur est lui-même un acide ou une base faible pour lequel le degré de dissociation en solution dépend de l'acidité de la solution. La qualité première d'un indicateur est sa **couleur**. Généralement, la forme non-dissociée de l'indicateur possède une couleur qui diffère de la forme dissociée. Si l'indicateur est bien choisi, le changement de couleur de l'indicateur se produit très près de l'instant où les quantités d'acide et de base sont pareils dans la solution. Donc, dans un bon titrage, le **point d'équivalence** est très près du **point de virage**.

Concept de l'Expérience

Cette expérience comprend trois parties importantes. Premièrement, vous allez préparer une solution de NaOH en diluant la solution de NaOH fournie. Deuxièmement, vous allez déterminer la concentration exacte de la solution de NaOH préparée en l'étalonnant avec une solution acide de concentration exacte et connue. Finalement, vous allez utiliser la solution de NaOH étalonnée pour titrer une solution d'acide inconnu. Pour étalonner la solution de NaOH, vous allez utiliser un volume connu de la base diluée à laquelle vous allez ajouter de l'acide d'une concentration connue jusqu'à ce que le point de virage soit visible. Utilisez l'équation [7] pour calculer la concentration de votre acide inconnu.

(CÂF) Choses à Faire

- Compléter les exercices préparatoires avant de venir au laboratoire.
- Préparer une solution diluée de NaOH à partir du réactif concentré fourni.
- Étalonner la solution diluée de NaOH en utilisant un acide de concentration connue.
- Utiliser la solution étalonnée de NaOH pour déterminer, par un titrage, la concentration d'un échantillon d'acide inconnu.
- Au laboratoire, toujours employer des méthodes de travail sécuritaires.

Mesures de Sécurité

1. **Portez en tout temps des lunettes de sécurité ou des lunettes étanches.**
2. La solution basique fournie est concentrée. Les bases concentrées sont **corrosives**.
3. Les solutions des acides et des bases diluées le sont aussi. Assurez-vous de ramasser tout déversement immédiatement (il est facile de méprendre ces solutions pour de l'eau). Rincez complètement avec de l'eau froide coulante pour au moins 15 minutes si le déversement de l'acide ou la base est sur la peau ou les vêtements.

PROCÉDURE

Équipement et produits nécessaires

Produits

NaOH 6 mol/L
Solution standard d'acide
Solution acide inconnue
Phénolphtaléine

Équipement

bécher de 150 mL
LabQuest 2
sonde pH, compte-gouttes
burette de 25 mL
cylindre gradué 10 mL
bêchers de 50/ 400/600 mL
entonnoir, agitateur
cylindre gradué de 10 mL
barreau aimanté

Titration Acide Base

Début de l'expérience

Préparation de la solution de NaOH par dilution

1. Rincez et séchez un bécher de 400 mL.
2. Apportez un cylindre gradué de 10 mL à la hotte. A l'aide de la pissette de NaOH, mesurez 4 à 5 mL de NaOH concentrée. Notez la concentration et le volume du NaOH. **N.B.: Ne laissez pas** le NaOH éclabousser partout.
3. Ajoutez environ 245 à 250 mL d'eau distillée au bécher de 400 mL. Notez le volume d'eau ajouté.
4. Ajoutez la solution NaOH concentrée à l'eau en remuant bien la solution. Continuez à remuer la solution pour environ 2 min.

Suite de l'expérience

Calibrage du compte-gouttes

5. Cherchez une burette en plastique à deux robinets. Fermez les deux robinets complètement (ils doivent être horizontaux). A l'aide d'une pince universelle, attachez la burette en plastique au barreau « L ».
6. Remplissez la burette en plastique **jusqu'à 40 mL** avec votre solution de NaOH diluée (de l'étape 4), ensuite mettez un cylindre gradué de 10 mL en dessous de la burette en plastique.
7. Ouvrez complètement le robinet inférieur de la burette, ensuite ouvrez lentement le robinet supérieur jusqu'à ce que le débit est 1 à 2 gouttes/seconde.
Important : Une fois que le débit est ajusté, **ne touchez plus au robinet supérieur pour le reste de l'expérience**. Pour ouvrir ou fermer la burette, utilisez **seulement** le robinet inférieur.
8. Sur le même barreau « L », attachez le compte-gouttes en dessous de la burette en plastique.
9. Allumez le LabQuest 2.
10. Branchez le compte-gouttes au port DG1 du LabQuest 2.
11. L'extrémité de la burette en plastique doit être au-dessus du **milieu** du détecteur du compte-gouttes. Les gouttes sortant de la burette ne doivent pas tomber sur le compte-gouttes, mais au milieu du « C ». Assurez-vous que la lumière rouge du

-
- compte-gouttes **clignote** chaque fois qu'une goutte tombe. Si la lumière ne clignote pas, changez la position de la burette légèrement jusqu'à ce que la lumière clignote.
12. Assurez-vous d'avoir environ 2 à 3 mL de votre solution de NaOH diluée dans le cylindre gradué de 10 mL. Notez le volume exact (à un chiffre après la virgule).
 13. Pour calibrer le compte-gouttes, tapez « **Volume** » et sélectionnez « **Calibrate** ».
 14. Tapez « **Calibrate Now** » et ensuite ouvrez complètement le robinet inférieur de la burette en plastique.
 15. Après avoir laissé couler 2 mL de la solution diluée de NaOH de la burette en plastique dans le cylindre gradué de 10 mL, fermez le robinet inférieur.
 16. Notez le volume final exact de NaOH dans le cylindre gradué de 10 mL et le nombre de gouttes de NaOH ajoutée (indiqué sur le LabQuest 2).
 17. Calculez la différence entre le volume initial et le volume final et entrez-le dans la case « **Precise Volume** » sur l'écran du LabQuest 2 et tapez « **OK** ».
 18. Le compte-gouttes est maintenant calibré (vous pouvez vider le NaOH dans le cylindre gradué dans votre bécher de NaOH).
 19. Calculez la concentration de votre solution de NaOH diluée [$c_{\text{dil}} = c_{\text{conc}} \cdot (V_{\text{conc}}/V_{\text{dil}})$].
 20. Dans 1 mL il y a environ 20 gouttes. Assurez-vous que votre volume/goutte confirme cette information. Sinon, recalibrez le compte-gouttes en s'assurant que la lumière rouge clignote à chaque goutte.

Étalonnage de la Solution Diluée de NaOH

21. Obtenez une burette en verre et l'étiquetez « HCl ». Attachez la burette à un deuxième barreau L à l'aide d'une pince à burette.
22. A l'aide d'un bécher de 50 mL, prélevez environ 35 mL de HCl standard, **un acide monoprotique**. Notez la concentration exacte.
23. **Prudemment**, remplissez la burette en verre avec le HCl à l'aide d'un entonnoir, en s'assurant que la burette ne déborde pas. Vérifiez que la burette ne coule pas. Laissez couler 1 à 2 mL de l'acide de la burette à un bécher pour vérifier qu'aucune bulle d'air ne reste prise dans le robinet.
24. Lisez et notez le volume au bas du ménisque dans la burette qui contient le HCl. Collectez environ 10 mL de HCl dans un bécher propre de 150 mL. **Notez** le volume **exact** de l'acide sur la burette et calculez le volume **exact** qui a été transféré au

-
- bécher. **N'oubliez pas** : Vous pouvez lire le volume de la burette jusqu'à **deux chiffres significatifs après la virgule**.
25. Une image du montage sera montrée sur les écrans du laboratoire. Consultez-la avant de préparer votre montage de titrage.
 26. Branchez la sonde pH au port CH1 du LabQuest 2.
 27. Rincez l'extrémité de la sonde pH dans un autre bécher avec de l'eau distillée. Passez la sonde pH dans le trou du compte-gouttes.
 28. Ajoutez 2 à 3 gouttes de phénolphtaléine et un barreau aimanté au bécher de HCl.
 29. Mettez le bécher contenant le HCl tel que le bas de la sonde pH soit dans le bécher jusqu'à la marque 60 mL. Ajoutez l'agitateur magnétique en dessous du bécher. Vérifiez que la solution dans la burette en plastique descende directement dans le bécher. Si l'agitateur ne passe pas en dessous du bécher, montez le barreau L avec tous ce qu'il contient.
 30. Ajoutez de l'eau distillée au bécher jusqu'au volume 100-115 mL.

*ATTENTION : Pour éviter des éclaboussures des solutions de votre bécher, essayez de minimiser la distance entre l'extrémité de la burette en et la solution dans le bécher.
 31. Remplissez la burette en plastique **jusqu'à 40** mL avec la solution diluée de NaOH.
 32. Tapez sur l'icône du graphique et confirmez que vous voulez faire un graphique donnant la variation du pH en fonction de volume.
 33. Commencez l'essai et ensuite ouvrez le robinet inférieur de la burette en plastique afin de laisser couler la base dans le bécher.
 34. Notez le volume de la base ajoutée au point de virage dans le cahier de laboratoire.
 35. Arrêtez l'essai après que la valeur du pH atteint un plateau.
 36. Enlevez la sonde pH et le barreau magnétique de la solution et les rincer avec de l'eau distillée.
 37. Vous pouvez jeter toutes les solutions dans les déchets chimiques. Rincez le bécher avec de l'eau distillée.
 38. **Gardez** vos données dans le classeur. **Attention** : Vos données **ne sont pas** sauvegardées jusqu'au moment où vous les transférez dans une clé USB!! Elles sont seulement enregistrées!

-
39. **De nouveau, remplissez la burette en plastique jusqu'à 40 mL avec la solution de NaOH diluée.** Répétez l'expérience au moins une fois.

*Il faut faire au moins trois titrages avec le HCl. Si vous remarquez une différence considérable entre les volumes au point de virage, vous devez répéter l'expérience jusqu'à ce que vous ayez deux valeurs reproductibles.

Détermination de la concentration de l'acide inconnu

40. Obtenez une deuxième burette en verre et l'étiquetez « inconnu ». Attachez la burette au barreau L à l'aide d'une pince à burette.
41. A l'aide d'un bécher de 50 mL, prélevez environ 35 mL d'un échantillon de l'acide inconnu qui sera choisi par votre TA. L'acide inconnu est **DIPROTIQUE**. ÉCRIVEZ LE NUMÉRO DE VOTRE ACIDE INCONNU.
42. **Prudemment**, remplissez la burette en verre avec l'inconnu à l'aide d'un entonnoir, en s'assurant que la burette ne déborde pas. Vérifiez que la burette ne coule pas. Laissez couler 1 à 2 mL de l'acide de la burette à un bécher pour vérifier qu'aucune bulle d'air ne reste prise dans le robinet
43. Répétez les étapes 24 à 39 en utilisant la solution de NaOH étalonnée pour titrer l'acide inconnu– **n'oubliez pas de remplir le NaOH dans la burette en plastique jusqu'à 40 mL entre chaque titrage.**

*Il faut faire au moins trois titrages avec l'acide inconnu. Si vous remarquez une différence considérable entre les volumes au point de virage, vous devez répéter l'expérience jusqu'à ce que vous ayez deux valeurs reproductibles.

Fin de l'expérience

44. SAUVEGARDEZ vos données et choisissez l'icône USB. Donnez un nom à votre fichier et ensuite tapez « **Save** ».
45. Demandez à votre TA de sauvegarder une copie de vos données avant de cliquer « **File** », « **New** ».

Nettoyage

46. Vous pouvez jeter toutes les solutions dans les déchets chimiques. Rincez les béchers et les burettes, puis remettez-les à leur place. Nettoyez et essuyez le comptoir, puis jetez les essuie-tout dans le déchet pour les solides.
47. Essuyez la surface intérieure du compte-gouttes doucement avec une serviette humide. Remettez toutes sondes à votre TA et éteignez le LabQuest 2.

-
48. N'oubliez pas de faire signer les données brutes écrites à l'encre, par votre démonstrateur, et d'attacher **les données brutes écrites ET du LabQuest 2** à votre rapport pour recevoir des notes!

Calculs

1. Calculez la concentration approximative de votre solution de NaOH à partir du volume et de la concentration initiale de NaOH et à l'aide de l'équation $c_1V_1 = c_2V_2$ (Rappelez-vous que le nombre de moles ne change pas lors d'une dilution). Celle-ci est une valeur approximative car c_1 n'a qu'un chiffre significatif.
2. Utilisez Logger Pro pour déterminer le point d'équivalence de votre titrage. Pour cela, il faut créer « **New Calculated Column** ». Sélectionnez « **Data** », « **New Calculated Column** », appelez le « **short name** » « **Derivative** », cliquez « **Functions** », « **Calculus** » ensuite « **Derivative** »; sélectionnez « **Variables (columns)** », « **pH** » et « **Done** ». Sur le graphique, cliquez sur l'axe des y et sélectionnez Derivative pour l'axe des y. Sur le graphique de la première dérivée, sélectionnez la région aux alentours de la valeur maximale. Sélectionnez « **Analyse** » puis « **Statistics** ». (Le point d'équivalence est le volume qui correspond à la valeur maximale de votre courbe de la première dérivée). Calculez la concentration exacte de la solution NaOH à partir du volume exact et la concentration exacte de l'acide étalon, le volume exact de votre solution de base, et l'équation [7]. (Svp, assistez à une session du tutoriel).
3. Répétez la procédure dans l'étape 2 des Calculs pour trouver le volume exact de la base ajouté au point d'équivalence dans le titrage de l'acide inconnu. Calculez la concentration de l'acide inconnu à partir de la concentration et le volume de la solution de base étalonnée, le volume de l'acide inconnu et l'équation [7]. N'oubliez pas que l'acide inconnu est diprotique!
4. Utilisez les points de virage observé pour HCl et l'acide inconnu pour calculer une deuxième concentration pour le HCl et l'acide inconnu (les calculs sont pareils mais vous n'avez besoin des données ni de LabQuest ni de Logger Pro).

Points à Considérer dans la Discussion

1. Est-ce que le volume initial de la solution NaOH concentrée est important?
2. Quelle est la raison pour déterminer la concentration de la solution de NaOH juste avant de l'utiliser?
3. Comparez le volume au point d'équivalence déterminé par Logger Pro à celui observé visuellement (point de virage)?
4. Quelles sont les sources d'erreur inhérentes à l'expérience ? Quel est l'effet de chacune sur le résultat (augmentation ou diminution de la concentration) ?
5. **EN PLUS** : pour le titrage de l'acide inconnu SEULEMENT, pour les montants suivants de la solution de base ajoutés, DESSINEZ les espèces chimiques qui sont en solution. S'il y a PLUS qu'une espèce chimique en solution, indiquez les toutes et leurs rapports approximatives. Expliquez

POURQUOI ces espèces doivent être présentes dans la solution et la raison pour le rapport donné. (vous pouvez dessinez la molécule/l'ion **ou** écrire la formule chimique).

- a) Après l'ajoute de 0 mL de la base
- b) Au premier point de demi-équivalence (demi-neutralisation)
- c) Au premier point d'équivalence
- d) Au deuxième point de demi-équivalence (demi-neutralisation)
- e) Au deuxième point d'équivalence

Rapport de Laboratoire

- Consultez l'annexe — *Comment rédiger un rapport de laboratoire.*
- Effectuez tous les calculs demandés dans la section *Procédure*, **en n'oubliant pas de tenir compte des chiffres significatifs !**
- N'oubliez pas d'inclure dans votre rapport tous les graphiques et les données brutes obtenus au laboratoire y compris celles obtenues par LabQuest 2 pour recevoir une note!!
- **LE RAPPORT DE LABORATOIRE POUR L'EXPÉRIENCE 4 DOIT ÊTRE RÉDIGER INDIVIDUELLEMENT!! AUCUNE SOUMISSION EN ÉQUIPE NE SERA ACCEPTÉE!!**

La rubrique de correction pour l'expérience 4 – Rapport en bonne et due forme

Introduction (5)		Explication claire de la théorie de l'expo; liens clairs aux résultats prévus	Explication de la théorie de l'expo; liens aux résultats prévus	Explication vague de la théorie de l'expo; liens vagues aux résultats prévus	Explication de la théorie de l'expo ou liens aux résultats prévus	Explication vague ou des liens vagues	Aucune introduction
Procédure (1)						Comme décrit	Aucune procédure
Discussion (8)		Explication claire des résultats basé sur l'observation et les données enregistrées; explication raisonnable des erreurs; comparaison entre les essais; liens avec la théorie clairement établis.	Explication claire des résultats; quelques liens avec l'observation / données; explication d'erreurs; quelques comparaisons; quelques liens avec la théorie	Explications vagues; liens avec les observations / données mal formulés; comparaisons ou liens avec la théorie mal expliqués.	Quelques points importants manquants.	Plusieurs points importants manquants.	Aucune discussion.
Tableaux- 3 (6)			Données brutes recopiées complètes et propres; bien organisées/ présentées	Données brutes recopiées, complètes et propres.	Données brutes recopiées mais quelques données/informations manquantes.	Données brutes recopiées mais incomplètes.	Données brutes non recopiées et incomplètes ou non incluses.
2 Graphiques (6) (3 points par graphique)	Pour les données brutes de LabQuest 2/Logger Pro, il faut tout simplement imprimer l'écran (screenshot) pour la partie supérieure des données (ce qui est visible pour tous les essais) comme preuve.						
Référence (s) (1)	Au moins une référence dans la littérature						
Conclusion (2)					Une idée par partie. Résultats clairement énoncés.	Résultats quelque peu évidents.	Résultats pas évidents/manquants
Calculs (7)	Tous les calculs présentés et soigneusement expliqués.	Tous les calculs présentés.	La plupart des calculs soigneusement présentés.	La plupart des calculs présentés.	Certains calculs soigneusement présentés.	Certains calculs présentés.	Calculs incomplets.
Total	36 points						