

LC 04 : Acides et bases

Armel JOUAN, Géraud DUPUY

May 24, 2021

Niveau : Lycée

Prérequis :

- Constante d'équilibre d'une réaction chimique
- Principe d'un titrage
- Notion d'avancement, de transformation totale et non totale
- Fonction logarithme décimal
- Réactions d'oxydoréduction

Introduction

- Les phénomènes mettant en jeu un échange de proton(s) sont fondamentaux en chimie comme en biologie : ce sont les réactions acido-basiques.
- Origine du terme acide : avant de disposer de techniques pH-métriques, les chimistes goûtaient les solutions (à leurs risques et périls ! Ca marche pour le jus de citron, un peu moins pour le détergent ...). On va donc ici formaliser et quantifier cette notion d'acidité/basicité et voir comment on peut y remonter expérimentalement.

Contents

1	Notion d'acidité et de basicité	2
1.1	Théorie de Brønsted	2
1.2	pH d'une solution aqueuse	2
1.3	Constante d'acidité	2
2	Mesure du pH et applications	3
2.1	Indicateurs colorés	3
2.2	Mesure par pH-métrie	3
2.3	Application aux dosages	3

1 Notion d'acidité et de basicité

1.1 Théorie de Brønsted

- Définition acide et base
- Couple acido-basique, demi équation (exemples [sur diapo](#))
- Réaction acido basique entre deux espèces par analogie avec la redox : échange d'un proton H^+

1.2 pH d'une solution aqueuse

- Définition du pH
- Produit ionique de l'eau K_e (couple acide base de l'eau, espèce amphotère)
- Notion de solution acide, basique et neutre par rapport à $pH = 7$ ([sur diapo](#))

1.3 Constante d'acidité

- Définir K_a , pK_a d'un couple acide base
- Définir diagramme de prédominance
- Démontrer la formule de Henderson
- Définir acide fort et acide faible (exemples : acide chlorhydrique vs acide éthanoïque), utiliser les tableaux d'avancement ([sur diapo](#)). Echelle en pK_a .
- Appliquer la formule de Henderson pour déterminer la valeur du pH pour une solution d'acide chlorhydrique à 0,1 mol/L vs une solution d'acide éthanoïque à 0,1 mol/L.

Transition didactique : On va désormais appliquer ces notions à des cas expérimentaux concrets : la mesure du pH et l'étude d'une réaction de titrage acido-basique.

2 Mesure du pH et applications

2.1 Indicateurs colorés

- Définition d'un indicateur coloré
- Diagramme de prédominance coloré ([sur diapo](#))
- Cas des indicateurs universels. Exemple du papier pH ([animation](#)) ou du chou rouge ([vidéo](#)).

2.2 Mesure par pH-métrie

- Montrer le pH mètre : fonctionnement, électrodes utilisées ([sur diapo](#))
- Nécessité de l'étalonner

2.3 Application aux dosages

- Calculer la constante d'une réaction acide base à partir des K_a des couples
- Présenter le protocole de titrage de l'aspirine par la soude (rappel rapide de fonctionnement d'un titrage)
- Calculer le K^0 , montrer que la réaction est adaptée à un titrage (rapide, quantitative, univoque). Faire le lien avec les diagrammes de prédominance
- Montrer la courbe sur dozzaqueux, et un tableau d'avancement avant et après équivalence ([sur diapo](#)), expliquer le choix d'indicateur coloré sur la variation brutale (4)
- Faire la manip en live. Si pas trop de temps, faire juste le colorimétrique.
- Possiblement traiter le ph-métrie par méthode des dérivées.
- Comparer à la valeur de la boîte.
- Vérifier la valeur du pKa à la demi équivalence.

Conclusion de la leçon

Acidification des océans par absorption de CO_2 dissous, influence sur la faune et la flore océanique.

Manipulations, Ressources

- (1) Animation papier pH :
<https://www.edumedia-sciences.com/fr/media/754-mesure-de-ph>
- (2) Vidéo de l'échelle de teinte du chou rouge :
<https://www.youtube.com/watch?v=OMXMIWybv8A>
- (3) Titrage colorimétrique et pH-métrique de l'aspirine par la soude (**Cachau acide-base p.246**)
 - Peser le comprimé d'aspirine avant de le broyer avec le mortier et le pilon, noter la masse m_{tot}
 - Peser exactement environ 100 mg d'aspirine en poudre, noter la masse $m_{dissout}$ et la dissoudre dans 200 mL d'eau distillée (dissoudre dans un peu moins de 200 mL d'eau dans un bécher sous agitation et éventuellement chauffage (solubilité de 4,5 g/L à 25°C pour l'acide acétylsalicylique) et filtrer avec un coton pour éliminer les derniers bouts de solide en suspension (excipients insolubles ?)
 - Préparer une solution de soude à exactement environ 1.10^{-2} mol/L (0,040 g dans 100 mL d'eau)
 - Titrer 20 mL de la solution d'aspirine filtrée, bien penser à mettre l'indicateur coloré (rouge neutre) dès le début (si suivi pH-métrique, prendre électrode ECS ou AgCl/Ag + électrode de verre)
 - Volume équivalent vers 5 mL, erreur relative de 1-2 %
 - En préparation, à la demi équivalence, on a trouvé pH = 3,35 (à comparer avec le pKa de l'acide acétylsalicylique de 3,5)
- (4) Dozzaqueux pour le choix de l'indicateur coloré.

Remarques

- Donner des exemples à chaque définition !
- être au point sur le fonctionnement des électrodes.
- Pouvoir expliquer le lien goût acide / concentration en H^+ .
- Se renseigner sur la composition et le fonctionnement d'un papier pH. Idem pour le chou rouge.

Bibliographie + BO

- Term spé Hatier, chapitres 1 et 4