

LC 04 : Acides & bases

Prérequis :



- Tableau d'avancement
- Réaction chimique
- Titrages
- Constantes de réaction

Niveau : Lycée

Table des matières

1	Objectifs disciplinaires de la leçon :	1
2	Objectifs et messages forts de la leçon :	2
3	Introduction générale de la leçon :	2
4	Proposition de plan :	3
4.1	Notion d'acidité et de basicité	3
4.1.1	Théorie de Bronsted	3
4.1.2	Couple acide base de l'eau	3
4.1.3	pH d'une solution	3
4.2	échelle d'acidité et de basicité	4
4.2.1	Définition et exemple	4
4.2.2	Notion de K_a et diagramme de prédominance	4
4.3	Titrage	4
4.3.1	Titrage colorimétrique	4
4.3.2	Titrage pH métrique	4
5	Conclusion :	4

Bibliographie :

-  *Techniques expérimentales en Chimie - Réussir les TP aux concours*, M. Emond, S. Cl de, H. Monin-Soyer, A-S. Bernard, J. Qu rard. [1]
-  *Tout en un chimie PCSI - Hprepa*, A. Durupthy, J. Estienne [2]

1 Objectifs disciplinaires de la leçon :

- ☐ Déterminer, à partir de la valeur de la concentration en ion oxonium H_3O^+ , la valeur du pH de la solution et inversement.
- ☐ Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium.
- ☐ Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.
- ☐ **Capacité expérimentale** :  talonner un pH-mètre et mesurer un pH.

- ☐ Connaître et écrire les formules chimiques de quelques espèces usuelles tels que les acides forts (chlorhydrique, nitrique, sulfurique), les acides faibles (phosphorique, éthanoïque, dioxyde de carbone en solution aqueuse, ion ammonium), les bases fortes (soude ou hydroxyde de sodium, potasse ou hydroxyde de potassium) et les bases faibles (ammoniac, ion carbonate, ion phosphate).
- ☐ Écrire l'équation de la réaction totale d'un acide fort ou une base forte avec l'eau en utilisant le symbolisme de la simple flèche.
- ☐ Écrire l'équation de la réaction non totale d'un acide faible ou une base faible avec l'eau en utilisant le symbolisme de la double flèche.
- ☐ Définir le pK_a d'un couple acide/base comme étant le pH d'une solution équimolaire d'acide faible et de base faible conjugués.
- ☐ Écrire l'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau et connaître la relation $K_e = [H_3O^+][HO^-]$ et la valeur de K_e à 25°C pour en déduire le pH de l'eau pure
- ☐ **Capacité expérimentale** : Préparer une solution tampon par mélange de solutions d'un acide et de sa base conjuguée.
- ☐ **Capacité expérimentale** : Maîtriser les titrages pH-métrique

2 Objectifs et messages forts de la leçon :

- ☐ Comprendre les notions d'acidité et de basicité d'une espèce chimique, être capable de donner des exemples d'acide fort/base forte et d'acide faible/base faible.
- ☐ Connaître les définitions caractéristiques des réactions acido-basiques : couple acide-base, constante d'acidité, domaines de prédominance, solution tampon.
- ☐ Connaître les conditions d'évolution d'un système chimique.

3 Introduction générale de la leçon :

Les concepts d'acidité et de basicité sont présents dans la vie de tous les jours (alimentaire avec les saveurs, produits ménagers, pluies acides, notion de "pH neutre" savons...). L'objectif de cette leçon est donc de savoir si il est possible de quantifier ces notions, de savoir quels en sont les implications chimiques et les utilisations que l'on peut en faire. On utilisera pour cela la théorie de Bronsted (1923).

[2]p483

4 Proposition de plan :

4.1 Notion d'acidité et de basicité

4.1.1 Théorie de Bronsted

- Un acide est une espèce moléculaire ou ionique susceptible de *donner* un proton H^+ ou de provoquer la libération d'un proton du solvant.
- Une base est une espèce moléculaire ou ionique susceptible de *capter* un proton H^+ .

Ces deux définitions sont complémentaires.   tout acide A , la définition associe une base B selon le *schéma formel* :



— Exemple réel acide nitreux, ammoniac (demi équations)

On définit alors la notion de couple acide base

4.1.2 Couple acide base de l'eau

L'eau est un ampholyte :

– c'est la base conjuguée de l'ion hydronium H_3O^+ :



– c'est l'acide conjugué de l'ion hydroxyde HO^- :



—  quilibre des solutions aqueuses : $2 H_2O = H_3O^+ + HO^-$

— Introduire autoprotolyse de l'eau $K_e = [H_3O^+]_{aq}[HO^-]_{aq} = 10^{-14}$ à $T=25^\circ C$

— Présentation d'une espèce ampholyte (eau) et acide nitreux déjà présenté

Une solution aqueuse contient H_2O mais aussi H_3O^+ et HO^- . C'est la proportion entre ces derniers qui va donner l'acidité ou la basicité d'un milieu. Si $[H_3O^+] < [HO^-]$ alors le milieu est basique et $pH > 7$. En effet, H_3O^+ et HO^- sont liés par la relation d'autoprotolyse de l'eau.

Comment déterminer expérimentalement si on a affaire à une espèce basique ou acide dans une solution pure ?

4.1.3 pH d'une solution

$$pH = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{c^0} \right)$$

Ne pas confondre c_0 et c^0 , il faut bien parler de concentration standard.

- Présenter ce qu'est le pH, donner la formule.
- Donner l'acidité/alcalinité du milieu en fonction du pH.
- Expliquer l'étalonnage du pH mètre, ce qu'est un pH mètre.
- Bilan sécurité (espèces corrosives, concentration 1M, réactions exothermiques...)

Problématique : Les ions $[H_3O^+]_{aq}$ caractérisent l'acidité d'une solution, plus il y a d'acide dans la solution plus $[H_3O^+]_{aq}$ sera présent. On fait une manip : solution acide fort, solution acide faible, l'acide faible est plus concentré que l'acide fort, on s'attend à un pH plus élevé. On observe que ce n'est pas le cas avec le pH mètre.

Pourquoi la formule ne marche pas pour tous les acides ?

4.2   chelle d'acidité et de basicité

4.2.1 Définition et exemple

- définition de réaction totale/ partielle, écrire la réaction précédente pour l'acide fort et l'acide faible (acide chlorhydrique et acide   thano  ique)
- définition acide base forte, notion de flèche simple
- retrouver la valeur de pH de la première partie par le calcul pour l'acide fort (tableau d'avancement)

Expliquer les résultats de la manip de la première partie

4.2.2 Notion de K_a et diagramme de prédominance

- définition constante d'acidité
- pKa
- domaine de prédominance

Ces diagrammes sont utilisés pour le choix de l'indicateur coloré qui est une espèce acido-basique

4.3 Titrage

Expliquer l'utilité des notions abordées : si une réaction est totale on pourra faire un titrage pour déterminer un volume puis une concentration (titrage classique acide fort su base forte)

4.3.1 Titrage colorimétrique

Faire un titrage colorimétrique pour trouver l'eq et discuter de l'indicateur via dozzaqueux (c'est important pour les élèves de savoir comment choisi un indicateur colo   et   a valide la compétence informatique)

4.3.2 Titrage pH métrique

Exploiter le titrage obtenu en préparation, discuter des incertitudes, méthode des tangentes ou de la dérivée, etc

5 Conclusion :

Ouvrir sur la notion de solution tampon (que les élèves doivent savoir réaliser), parler du contrôle pH et de l'acidification des océans par exemple.

Acide fort :

HCl	H_2SO_4	HNO_3
Acide chlorhydrique	Acide sulfurique	Acide nitrique

Acide faible :

NH_4^+ 9,25	H_3PO_4 $\frac{2}{7}$ 12	CH_3COOH 4,8	H_2CO_3 6,35 10,3
ion ammonium	acide phosphorique	Acide éthanoïque Acide acétique	Dioxyde de Carbone en solution aqueuse

Base forte :

NaOH	KOH
Soude	Potasse

Base faible :

NH_3	CH_3COO^-
ammoniac	ion éthanoate

<https://culturesciences.chimie.ens.fr/thematiques/chimie-du-vivant/la-chimie-du-gout>