

# LC 04 : Acides & bases

## Prérequis :



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

Niveau : Lycée

## Table des matières

<b>1</b>	<b>Objectifs disciplinaires de la leçon :</b>	<b>1</b>
<b>2</b>	<b>Objectifs et messages forts de la leçon :</b>	<b>2</b>
<b>3</b>	<b>Introduction générale de la leçon :</b>	<b>2</b>
<b>4</b>	<b>Proposition de plan :</b>	<b>3</b>
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
<b>5</b>	<b>Conclusion :</b>	<b>5</b>
<b>6</b>	<b>Remarques et questions</b>	<b>6</b>
6.1	Remarques : . . . . .	6
6.2	Questions : . . . . .	6
6.3	Commentaires . . . . .	7

## 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** : étalonner 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

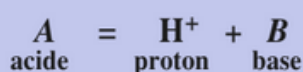
## 4 Proposition de plan :

### 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.

*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...)

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. Faire de même pour acide et neutre.

**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 car on a la relation :  $Acide + H_2O = Base + H_3O^+$ .

On observe que ce n'est pas le cas avec le pH mètre. (Normal la réaction n'est pas totale dans le cas de l'acide faible).

*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
- $pK_a$
- 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 sur 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 choisir un indicateur coloré 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.

## 6 Remarques et questions

### 6.1 Remarques :

La leçon est dense, il y a beaucoup de choses à dire. Il faut au début mettre un maximum de chose sur diapo pour pouvoir vite discuter des notions d'acide fort/faible et des constantes d'acidités et leurs implications. Se réserver au moins 15 minutes pour traiter sereinement la dernière partie sur les titrages qui constitue tout l'intérêt d'une leçon acide base... J'ai remanié la leçon suites aux remarques suite au passages, donc certains commentaires n'ont plus trop de sens.

### 6.2 Questions :

- Pourquoi préciser que  $K_a$  dépend de la température ?

On a

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2} > 0$$

Donc  $K^\circ$  augmente quand  $T$  augmente.

- Pourquoi définit-on les acides et les bases par rapport au  $\text{pH}=7$  ?

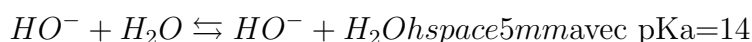
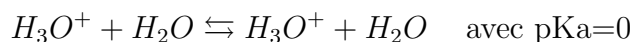
Car

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_e + \frac{1}{2} \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} = 7 + \frac{1}{2} \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

Mais en réalité les notions d'acides et de bases sont plutôt à définir par rapport aux concentrations en  $\text{HO}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

- Pourquoi le  $\text{pH}$  est compris entre 0 et 14 ?

Ici le  $\text{pH}$  est borné par :



- R  explication de la première expérience

- Comment fonctionne le  $\text{pH}$ -mètre ?

On regarde une différence de potentiel entre les électrodes de référence et celle de verre. La différence de potentiel est proportionnelle au  $\text{pH}$ . Il s'agit d'un mini-voltmètre.

- Que signifie un titrage précis à la goutte près ?

Pour un titrage colorimétrique le changement de couleur va se faire entre deux gouttes. On peut donc dire que le changement de couleur se voit à un volume d'une goutte près.

- On aurait d   avoir un volume équivalent de 8,6 mL, pourquoi le résultat obtenu est tout de même convenable ?

N'aurait servi à rien d'attendre plus entre deux mesures car les réactions A/B sont très rapides.

- L'acidité d'une solution et le goût acide que l'on peut percevoir ont-ils un lien ?

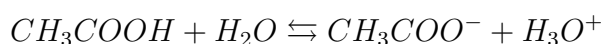
- Qu'est-ce qu'un volume équivalent ?

Il s'agit du volume à verser pour que la quantité de matière versée soit égale à la quantité de matière de base dans le b  cher.

- Qu'est-ce que la méthode des tangentes ?

- Quelle serait l'allure de la courbe du  $\text{pH}$  en fonction du volume vers   si on titrait une base faible par un acide fort ?

- Questions concernant les prérequis : Ont-ils déjà vu un titrage ? Oui. En quelle classe ? Terminale générale.
- Montrer comment l'indicateur coloré a été choisi ?  
On utilise Dozzaqueux. On fait en sorte que la zone de virage de l'indicateur coloré se trouve au niveau du saut de pH.
- Pourquoi la solution est-elle en train de devenir de plus en plus bleue ?  
On constate qu'une fois la leçon finie, la solution dans le bécher est redevenue bleue alors que l'on avait passé l'équivalence et donc que celle-ci devrait être incolore. On ne connaît pas l'explication exacte, mais il vaut mieux trouver un moyen de ne pas avoir de question là-dessus quand on utilise du BBT. On peut par exemple vider le reste de la burette dans le bécher.
- $C^\circ$  introduit dans les programmes de lycée ?  
Oui
- Seule l'électrode de verre est fragile ?
- Quantifier  $[H_3O^+]_f$  pour la réaction :



- Qu'est ce que le coefficient de dissociation ?  
On le note  $\alpha$  et il est défini par :
- Pourquoi il n'y pas de phases écrites pour les premières réactions ? Les premières réactions font intervenir le proton. L'écriture d'une phase n'est pas pertinente pour un proton, et la réaction n'est pas une réaction chimique réelle.
- Pourquoi avoir dit qu'il aurait fallu agiter pendant la mesure de pH (alors qu'a priori la solution sort de la bouteille et est donc homogène) ? Pourquoi n'agite-t-on pas les solutions étalons ?

### Geste technique

- Faire le zéro de la burette
- Faire une lecture de la burette
- Faire couler jusqu'à 10 mL

## 6.3 Commentaires

- Il y a trop longtemps une confusion entre acide et  $H_3O^+$
- Ne pas parler d'impédance, notion trop complexe pour élève de lycée
- Mesure du pH sur les deux solutions pas claire : il manque une explication, un schéma pour expliquer ce qu'on va faire
- Le problème de cette leçon est que les programmes de terminale générale et STL sont très conséquents sur les notions d'acide/base.
- Il faut savoir ce qu'est un coefficient de dissociation (car c'est au programme ) même si ce n'est pas abordé dans la leçon car il faut faire beaucoup de choix.
- Il pourrait être reprocher de ne pas voir utilisé Dozzaqueux. Il aurait fallu au moins montrer comment on choisit l'indicateur coloré.
- Même si les titrages sont en prérequis, il s'agit d'une leçon niveau lycée donc il faudrait rappeler la définition.

- Il faut exploiter la valeur du volume équivalent lors du titrage et ne pas rien en faire.
- Si on suppose que les élèves savent déjà ce qu'est une constante d'équilibre alors en profiter pour dire que  $K_a$  est une constante d'équilibre.
- On aurait également pu utiliser le chou rouge, qui permet de montrer le fonctionnement du papier pH
- Eviter le BBT et la phénophtaléine (n'est plus utilisée au lycée car c'est très toxique à l'état solide et donc cela expose l'équipe technique à un danger)