

# LP04 : Acides et bases

Louis Heitz et Vincent Brémaud

# Sommaire

Rapport du jury	3
Extrait du BO	3
Bibliographie	5
Introduction	6
<b>I Notion de couple acido-basique</b>	<b>6</b>
I.1 Théorie de Brønsted . . . . .	6
I.2 Couple de l'eau . . . . .	6
<b>II Echelle d'acidité</b>	<b>6</b>
II.1 Notion de pKa . . . . .	6
II.2 Diagramme de prédominance . . . . .	7
II.3 Prévision de réactions . . . . .	7
<b>III Application au titrage</b>	<b>7</b>
<b>Conclusion</b>	<b>8</b>
<b>A Correction</b>	<b>8</b>
<b>B Commentaires</b>	<b>8</b>
<b>C Manipulation</b>	<b>9</b>
<b>D Matériels</b>	<b>9</b>
<b>E Tableau présenté</b>	<b>9</b>

Le code couleur utilisé dans ce document est le suivant :

- → Pour des éléments de correction / des questions posées par le correcteur
- Pour les renvois vers la bibliographie
- Pour des remarques diverses des auteurs
- ⚠ Pour des points particulièrement délicats, des erreurs à ne pas commettre
- Pour des liens cliquables

## Rapports du jury

## Extrait du bulletin officiel

B) Comparer la force des acides et des bases	
Constante d'acidité $K_a$ d'un couple acide-base, produit ionique de l'eau $K_w$ .	Associer $K_a$ et $K_b$ aux équations de réactions correspondantes. <i>Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.</i>
Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, cas limite des acides forts et des bases fortes dans l'eau.	Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau. Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté. Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.</i>
Solutions courantes d'acides et de bases.	<b>Capacité numérique</b> : Déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final d'une transformation, modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau. <b>Capacité mathématique</b> : Résoudre une équation du second degré. Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ , $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ), acide nitrique ( $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ , $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ ), acide éthanoïque ( $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ ), soude ou hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq})$ , $\text{HO}^-(\text{aq})$ ), ammoniac ( $\text{NH}_3(\text{aq})$ ).
Diagrammes de prédominance et de distribution d'un couple acide-base ; espèce prédominante, cas des indicateurs colorés et des acides alpha-aminés.	Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base. Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution. Justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage. <b>Capacité numérique</b> : Tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un couple acide-base de $\text{p}K_a$ donné.
Solution tampon.	Citer les propriétés d'une solution tampon.

Extrait programme terminale générale

Notions et contenus	Capacités exigibles
Constante d'équilibre acido-basique ; pKa. Coefficient de dissociation d'un acide faible. Solution tampon. Dissolution de dioxyde de carbone en solution aqueuse.	<ul style="list-style-type: none"> <li>Définir la constante d'équilibre acido-basique (ou constante d'acidité) et le pKa d'un couple acide/base.</li> <li>Utiliser la conservation de la matière pour déterminer le coefficient de dissociation d'un acide faible dans l'eau, connaissant l'état initial et le pH à l'équilibre.</li> <li>Prévoir qualitativement l'effet de la dilution sur le coefficient de dissociation d'un acide faible.</li> <li>Choisir le couple acide/base adapté à la préparation d'une solution tampon en utilisant des valeurs tabulées.</li> <li>Relier la solubilité du dioxyde de carbone dans différents milieux aux effets associés (physiologie, environnement) à partir de ressources documentaires.</li> </ul>

© Ministère de l'Éducation nationale et de la Jeunesse > [www.education.gouv.fr](http://www.education.gouv.fr)

## Physique-chimie et mathématiques de terminale STL



	<b>Capacités expérimentales :</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>Mettre en œuvre un protocole expérimental pour montrer l'invariance du pKa d'un couple <b>acide</b>/base par spectrophotométrie.</li> <li>Réaliser une extraction ou une séparation faisant intervenir une espèce <b>acide</b> ou basique.</li> </ul>
--	--

## Extrait programme terminale STL

Notions et contenus	Capacités exigibles
Acides et bases. Couple <b>acide</b> /base. Solutions <b>acides</b> et basiques.	<ul style="list-style-type: none"> <li>Définir un <b>acide</b> comme un donneur de proton et une base comme un accepteur de proton, en utilisant le schéma de Lewis de l'espèce considérée.</li> <li>Identifier l'<b>acide</b> et la base dans un couple donné.</li> <li>Prévoir le sens d'évolution du pH d'une solution aqueuse par dilution.</li> </ul> <b>Capacité expérimentale :</b> étalonner un pH-mètre et mesurer un pH.
Acides et bases usuels.	<ul style="list-style-type: none"> <li>Connaître et écrire les formules chimiques de quelques espèces usuelles tels que les <b>acides</b> forts (chlorhydrique, nitrique, sulfurique), les <b>acides</b> faibles (phosphorique, éthanolique, 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).</li> </ul>

© Ministère de l'Éducation nationale et de la Jeunesse > [www.education.gouv.fr](http://www.education.gouv.fr)

## Physique-chimie et mathématiques de première STL



pH en solution aqueuse. Acides forts, bases fortes. Acides faibles, bases faibles.	<ul style="list-style-type: none"> <li>Connaître la relation <math>\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])</math> et l'utiliser pour estimer la valeur du pH ou de la concentration en ions <math>\text{H}_3\text{O}^+</math>.</li> <li>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.</li> <li>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.</li> <li>Recenser les espèces spectatrices.</li> </ul> <b>Capacité expérimentale :</b> mesurer le pH d'une solution aqueuse d'un acide ou d'une base pour en apprécier le caractère fort ou faible.
Autoprotolyse de l'eau : constante d'autoprotolyse de l'eau. pK <sub>a</sub> d'un couple acide-base ; domaines de prédominance. Solutions tampons.	<ul style="list-style-type: none"> <li>Écrire l'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.</li> <li>Connaître la relation <math>K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]</math> et la valeur de <math>K_a</math> à 25 °C pour en déduire le pH de l'eau pure.</li> <li>Définir le pK<sub>a</sub> d'un couple acide/base comme étant le pH d'une solution équimolaire d'acide faible et de base faible conjugués.</li> <li>Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide/base en fonction du pH du milieu et du pK<sub>a</sub> du couple, notamment dans le cas des acides α-aminés.</li> <li>Citer les propriétés d'une solution tampon.</li> </ul> <b>Capacité expérimentale :</b> préparer une solution tampon par mélange de solutions d'un acide et de sa base conjuguée.

## Extrait programme terminale STL

## Bibliographie

## Introduction

Beaucoup de produits ménagers ont des propriétés qui découlent de leur caractère acide/basique. On va étudier aujourd'hui en détail ce que cela signifie.

## I Notion de couple acido-basique

### I.1 Théorie de Brönsted

Dans la théorie de Brönsted, on définit un acide comme étant une espèce capable de céder un proton. Et une base une espèce capable d'en céder.

Exemple : le vinaigre, acide acétique :  $\text{CH}_3\text{COOH}$  = acide,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  = base.

On parle de couple acide/base

### I.2 Couple de l'eau

Le couple le plus important est celui de l'eau : c'est le solvant usuel. Il intervient dans deux couples :  $\text{H}_2\text{O} = \text{OH}^- + \text{H}^+$  en tant qu'acide et dans  $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$  en tant que base. On parle **d'espèce amphotère** ou d'**ampholyte** pour une espèce à la fois acide et basique.

L'eau est ainsi en équilibre avec ses ions selon  $2\text{H}_2\text{O} = \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ , de constante d'équilibre  $K_e = 10^{-14}$  à température ambiante.

**Transition :** Maintenant qu'on a vu ce qu'est un couple acide/base, que se passe-t-il quand on les mélange ? Comment quantifier la force d'un acide

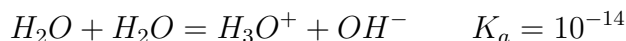
## II Echelle d'acidité

### II.1 Notion de pKa

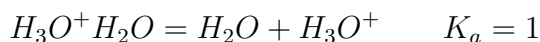
A chaque couple, on associe un  $K_a$ , constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau, couple de référence, exemple :



Pour le couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$  :



Pour le couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$



Plutôt que d'utiliser  $K_a$ , on prend - le log pour avoir une grandeur manipulable :

$$\boxed{pK_a = -\log K_a}$$

A chaque couple on peut donc associer un  $pK_a$ , pour acide acétique c'est 4.8. Pour les couples de l'eau c'est 0 et 14. Si  $pK_a$  est élevé alors  $K_a$  est petit alors réaction avancée ainsi + acide a tendance a libérer proton, donc meilleur acide. Si  $pK_a < 0$  on parle d'acide fort,  $pK_a > 14$ , base forte. On verra après pourquoi.

**Transition :** A l'aide de ça, peut-on simplement savoir qui est en solution ?

## II.2 Diagramme de prédominance

On a avec Gulderg-Waage

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]C^\circ}$$

On voit que la proportion acide/base dépend de la concentration en  $H_3O^+$ , relation henderson :

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]} \quad \boxed{pH = -\log[H_3O^+]/C^\circ}$$

Prendre papier pH mesurer pH pour en déduire rapport acide/base

On fait alors un diagramme qui indique qui prédomine en fonction du pH. Exemple acide acétique

△ **diapo**

OK on a un couple, mais quid si on met des membres de plusieurs couples ?

## II.3 Prévision de réactions

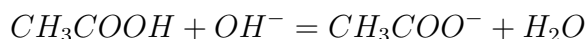
On superpose les diagrammes de prédominance pour acide acétique et soude. On voit que  $OH^-$  et  $CH_3COOH$  pas ensemble, ils réagissent quantitativement. Critère  $\Delta pK_a > 4$ .

C'est pour ça qu'on parle de base forte / acide fort ;  $\Delta pK_a > 0$  alors quantitatif. ??

**Transition :** On voit que les réactions acido-basiques peuvent être quantitatives, ça peut être utile pour titrage !

## III Application au titrage

On va essayer de déterminer la concentration en acide acétique dans du vinaigre. Pour cela, on va tirer avec de la soude :



Que se passe-t-il au niveau du pH ? Il va augmenter car on augmente proportion de la base.

Simulation dozzaqueux du titrage

On voit qu'on a un net saut de pH, on peut utiliser indicateur colorimétrique adéquat.

Titration colorimétrique en direct

## Conclusion

Ouvrir sur la notion de solution tampon, parler du contrôle du pH pour effectuer certaines réactions et de l'acidité des océans par exemple.

## A Correction

## B Commentaires

Questions de correcteur :

- Vraie définition d'un acide ?  $\rightarrow$  cède  $H^+$  ou en fait céder au solvant
- D'après classification, comment prévoir comportement acide ou basique ?
- Dépendance en température de  $K_e$  ? (on sait exothermique, van't Hoff,  $K_e$  augmente)
- $pH = 0$  possible en solution aqueuse ? (Non)
- Incertitudes sur titrage ?
- Pourquoi on retrouve pas valeur tabulée pour le  $pK_a$  ? (Température)
- Définition d'une solution basique/acide : rapport  $[H_3O^+]/[HO^-]$  et pas comparaison pH à 7, qui n'est valable qu'à 25 degrés.
- Qu'est-ce qu'une solution tampon ? Comment on fait ?
- pH dans le sang ?
- fonctionnement pH-mètre ?
- Comment faire pour mesurer un  $pH > 14$  ou  $< 0$  ?
- Expliquer le changement de couleur du BBT (effet bathochrome ( $\lambda' > \lambda$ ) avec orbitales de fragments)
- Composition du papier pH ?

Vincent :

- Démarrage acide fort / acide faible ?
- Que signifie acide fort / faible par rapport à la stabilité des espèces associés ?
- ...



## C Manipulation

Manips :

## D Matériels

## E Tableau présenté