

Terminale Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA MAJ 07/2024	
<b>Chapitre 8 : Force des acides et des bases</b>		Cours livre p 156 à 160	

**Nom :** ..... **Prénom :** ..... **Classe :** .....

## Mon livret « plan de travail et parcours d'exercices ».

A remettre au professeur le jour du DS avec les feuilles d'exercices

Site internet : <http://www.lasallesciences.com>

### Les « attendus » du chapitre

Bilan	Mon opinion	Avis du professeur après le DS
<b>Cours sur l'autoprotolyse de l'eau</b>		
Définir le produit ionique de l'eau.		
Associer $K_e$ à l'équation de réaction correspondante		
<b>Cours sur les acides et bases fortes, l'AE 8.1 : Force d'un acide ou d'une base et l'AN 8.2 : Un conservateur alimentaire « l'acide benzoïque »</b>		
Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base avec l'eau).		
Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau.		
Mesurer le pH de solution d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.		
Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou acide faible apportée.		
Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique, acide nitrique, acide éthanoïque, soude ou hydroxyde de sodium, ammoniac.		
Associer $K_A$ aux équations de réactions correspondantes.		
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.		
Tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un couple acide-base de $pK_A$ donné.		
Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.		
Résoudre une équation du second degré		
Représenter et exploiter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base.		

# Les bons réflexes pour les exercices

## Si l'énoncé demande de...

## Il est nécessaire de...

Déterminer la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide (ou en base) fort(e) ou faible apporté(e).

### Réflexe 1

- Établir, si nécessaire, l'équation de la réaction entre l'acide (ou la base) et l'eau et le tableau d'avancement de la réaction.
- Déterminer l'avancement final  $x_f$  à partir des valeurs du pH et du volume  $V$  de la solution.
- Calculer les quantités de matière dans l'état final à partir de la valeur de  $x$

Ex. 5 p. 164

Déterminer le caractère fort ou faible d'un acide ou d'une base dans l'eau.

### Réflexe 2

- Déterminer l'avancement maximal  $x_{\max}$  à partir des valeurs de la concentration  $C$  en acide (ou base) apporté(e) et du volume  $V$  et l'avancement final (réflexe 1)
- Comparer les valeurs de  $x_f$  et de  $x_{\max}$  ou calculer le taux d'avancement final  $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$  pour conclure.

Ex. 7 p. 164

Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau.

### Réflexe 3

- Comparer les  $pK_A$  des couples acide-base mis en jeu :
  - l'acide le plus fort appartient au couple de  $pK_A$  le plus petit ;
  - la base la plus forte appartient au couple de  $pK_A$  le plus grand.

Ex. 11 p. 165

Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base.

### Réflexe 4

- Tracer, si l'énoncé le demande, le diagramme de prédominance du couple acide-base.
- Déterminer l'espèce prédominante en comparant la valeur du pH de la solution à celle du couple.

Ex. 13 p. 165

## Côté maths

### Côté maths

Résoudre l'équation :

$$2x^2 - x - 6 = 0.$$

#### Méthode

- L'équation est de la forme :

$$ax^2 + bx + c = 0$$

avec  $a = 2$ ,  $b = -1$  et  $c = -6$ .

- Le discriminant est :

$$\Delta = b^2 - 4ac = (-1)^2 - 4 \times 2 \times (-6) = 49.$$

- Comme  $\Delta > 0$ , l'équation possède deux solutions réelles :

$$y_1 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-(-1) + \sqrt{49}}{2 \times 2} = 2$$

et

$$y_2 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-(-1) - \sqrt{49}}{2 \times 2} = -\frac{3}{2}.$$

### Côté physique & chimie

Soit une solution aqueuse d'acide faible de concentration en acide AH apporté  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Calculer son pH.

#### Donnée

$$K_A(\text{AH}(\text{aq}) / \text{A}^-(\text{aq})) = 10^{-4,8}.$$

#### Méthode

Équation	AH(aq)	+	H <sub>2</sub> O(ℓ)	⇌	A <sup>-</sup> (aq)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)
État initial	$n_1 = C \times V$		Solvant		0		0
État final ( $x_f$ )	$n_1 - x_f$		Solvant		$x_f$		$x_f$

Donc  $[\text{A}^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$  et  $[\text{AH}]_{\text{éq}} = C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ .

$$\text{La constante d'acidité } K_A \text{ s'écrit : } K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}$$

Donc  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2 + K_A \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} - K_A \times C = 0$

Soit  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2 + 10^{-4,8} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} - 10^{-6,8} = 0$

En posant  $y = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ , on obtient l'équation du second degré :

$$y^2 + 10^{-4,8}y - 10^{-6,8} = 0$$

- L'équation est de la forme  $ax^2 + bx + c = 0$  avec  $a = 1$ ,  $b = 10^{-4,8}$  et  $c = -10^{-6,8}$ .

- Le discriminant est :  $\Delta = (10^{-4,8})^2 - 4 \times (-10^{-6,8}) \approx 6,3 \times 10^{-7}$ .

- Comme  $\Delta > 0$ , l'équation possède deux solutions réelles. Seule la solution positive a un sens en chimie car une concentration est toujours positive :

$$y = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{-10^{-4,8} + \sqrt{6,3 \times 10^{-7}}}{2} = 3,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

et  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = -\log (3,9 \times 10^{-4}) = 3,4$ .

### À retenir

L'équation du second degré  $ax^2 + bx + c = 0$  avec un discriminant  $\Delta = b^2 - 4ac$  positif admet deux solutions :

$$x_1 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} \text{ et } x_2 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a}.$$

## La vidéo du chapitre



<https://www.youtube.com/watch?v=CrCuO6Jdvek>

Vidéo : Bilan de cours sur force des acides et des bases (Stella)

## Le plan de travail

(Surligner les étapes réalisées)

### A faire après le cours sur l'autoprotolyse de l'eau

Étudier le « I » du cours – « Autoprotolyse de l'eau et produit ionique »

### Exercices d'application :

*Livre Hachette éducation : 3-4 p 164*

#### 3 Associer une constante d'équilibre à une équation de réaction

| Mobiliser des connaissances.

Soit l'équation :



1. Parmi les expressions données ci-dessous, identifier et nommer la constante d'équilibre associée à cette équation

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HO}^-]_{\text{éq}}}; [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}}; \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}}}$$

2. Une solution aqueuse a un pH de 4,6. Calculer sa concentration en ions hydroxyde  $\text{OH}^-(\text{aq})$ .

#### 4 Exploiter le produit ionique de l'eau

| Mobiliser ses connaissances ; effectuer un calcul.

La concentration en ions hydroxyde  $\text{HO}^-(\text{aq})$  d'une solution aqueuse est  $3,2 \times 10^6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1. Écrire l'expression du produit ionique de l'eau  $K_e$
2. Calculer la concentration en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  de la solution.
3. Déterminer le pH de la solution aqueuse.

*Livret exos révisions chimie : 60 p 43*

#### Exercice 60 :

Données : Produit ionique de l'eau :  $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$  à 25 °C.

1. Donner l'expression du produit ionique de l'eau  $K_e$ .
2. Écrire l'équation chimique de l'équilibre dont  $K_e$  est la constante.

**A faire après le cours sur les acides et bases fortes, l'AE 8.1 : Force d'un acide ou d'une base et l'AN 8.2 : Un conservateur alimentaire : l'acide benzoïque**

Lire les corrections de l'AE 8.1 et l'AN 8.2

Étudier le « II et III » du cours – « Acides forts et bases fortes » et « acides faibles et bases faibles »

Visionner la vidéo du cours « Force des acides et des bases ».

**Exercices d'application :**  
**Livret exos révisions chimie : 61 à 71 p 43 à 45**

**Exercice 61 :** Les « fumeurs noirs » rejettent des solutions contenant entre autres du sulfure d'hydrogène  $H_2S$ .

**Données :** Couple :  $H_2S(aq)/HS^-(aq)$ .

1. Écrire l'équation de la réaction entre le sulfure d'hydrogène et l'eau.
2. Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  associée.
3. Écrire la relation entre  $K_A$  et  $pK_A$ .

**Exercice 62 :** La transformation modélisée par la réaction de l'acide lactique avec l'eau  $C_3H_6O_3$  n'est pas totale.

**Données :**  $pK_A(C_3H_6O_3(aq)/C_3H_5O_3^-(aq)) = 3,9$

1. Écrire l'équation de la réaction correspondante.
2. Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  associée.
3. Un état d'équilibre est caractérisé par :  $[C_3H_5O_3^-]_{\text{éq}} = [H_3O^+]_{\text{éq}} = 2,5 \text{ mmol.L}^{-1}$ . En déduire la valeur de la concentration  $[C_3H_6O_3]_{\text{éq}}$ .

**Exercice 63 :** L'ammoniac  $NH_3(aq)$  est une base faible utilisée dans composition des engrais.

1. Écrire l'équation chimique de l'équilibre dont  $K_A$  est la constante.
2. Donner l'expression de la constante d'acidité  $K_A$  du couple  $NH_4^+(aq)/NH_3(aq)$ .
3. Calculer la valeur de cette constante  $K_A$  à  $25^\circ\text{C}$  sachant que  $pK_A = 9,2$  à cette température.

**Exercice 64 :** On dissout  $8,3 \times 10^{-2}$  mol de chlorure d'hydrogène  $HCl$  gazeux dans de l'eau afin d'obtenir un volume  $V = 5,0$  L de solution d'acide fort de concentration  $c$ .

1. Écrire l'équation de la réaction qui modélise la transformation du chlorure d'hydrogène avec l'eau.
2. Comment appelle-t-on la solution obtenue ?
3. Calculer la concentration  $c$ .
4. Calculer les concentrations effectives  $[HCl(g)]_f$ ,  $[H_3O^+(aq)]_f$  et  $[Cl^-(aq)]_f$ .
5. Quelle est la valeur du pH de la solution obtenue ?

**Exercice 65 :** On dispose d'une solution aqueuse de concentration  $C = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  en acide faible  $\text{AH(aq)}$  apporté.

**Données :**  $\text{pK}_A(\text{AH(aq)}/\text{A}^-(\text{aq})) = 3,5$

1. Exprimer la constante d'acidité du couple  $\text{AH}/\text{A}^-$ .
2. Établir l'équation du second degré vérifiée par  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .
3. Calculer le pH.

**Exercice 66 :** La vitamine C ou acide ascorbique est un acide faible. Une solution aqueuse de vitamine C, de concentration en quantité de matière  $c = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et de volume  $V = 200 \text{ mL}$ , à un pH de 2,8.

1. Écrire l'équation de la réaction se produisant entre l'acide ascorbique, noté  $\text{AH}$ , et l'eau et établir un tableau d'avancement.
2. Déduire de la valeur du pH la valeur de l'avancement final  $x_f$ .
3. Calculer les concentrations en quantité de matière effectives de l'acide ascorbique  $[\text{AH(aq)}]_f$  et de sa base conjuguée  $[\text{A}^-(\text{aq})]_f$ .

**Exercice 67 :** L'acide benzoïque  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H(aq)}$  et sa base conjuguée l'ion benzoate  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-(\text{aq})$  sont des conservateurs présents dans de nombreuses boissons sans alcool. Un solution de concentration  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  en acide benzoïque apporté et de volume  $V = 200 \text{ mL}$  a un pH égal à 3,1.

1. Déterminer la composition finale de la solution aqueuse d'acide benzoïque.
2. En déduire le caractère fort ou faible de l'acide benzoïque dans l'eau.

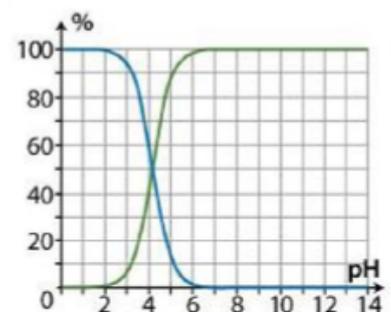
**Exercice 68 :** Le pH d'une solution aqueuse contenant de l'acide nitreux  $\text{HNO}_2(\text{aq})$  est  $\text{pH} = 4,5$ .

**Données :**  $\text{pK}_A(\text{HNO}_2(\text{aq})/\text{NO}_2^-(\text{aq})) = 3,3$ .

- Identifier, en justifiant, l'espèce prédominante du couple de l'acide nitreux dans la solution.

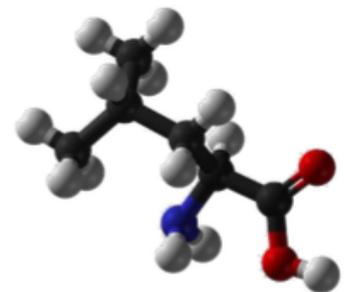
**Exercice 69 :** Le diagramme de distribution ci-contre représente les pourcentages des espèces acide benzoïque  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H(aq)}$  et ions benzoate  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-(\text{aq})$  d'une solution en fonction de son pH.

1. En justifiant, associer chacune de ces courbes à l'espèce correspondante.
2. Déterminer graphiquement la valeur du  $\text{pK}_A$  du couple  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H(aq)}/\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-(\text{aq})$ .



**Exercice 70 :** La leucine est un acide  $\alpha$ -aminé dont le modèle est donné ci-contre

1. Identifier les deux groupes caractéristiques présents dans cette molécule.
2. En solution aqueuse, un transfert intramoléculaire d'un ion hydrogène à lieu du groupe carboxyle vers le groupe amine. Écrire la formule de l'amphion formé.
3. L'amphion est une espèce amphotère. Écrire les deux couples acidebase auxquels il appartient.
4. La leucine est caractérisée par deux valeurs de  $\text{pK}_A$  :  $\text{pK}_{A1} = 2,4$  et  $\text{pK}_{A2} = 9,9$ . Établir le diagramme de prédominance de la leucine.



**Exercice 71 :** L'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-(\text{aq})$ , l'hydroxylamine  $\text{NH}_2\text{OH}(\text{aq})$  et l'ammoniac  $\text{NH}_3(\text{aq})$  sont trois bases faibles dans l'eau. Le pH d'une solution S d'hydroxylamine est égal 9,5.

**Données :**  $\text{pK}_{\text{A}1}$  de différents couples à 25 °C :  $\text{HClO}(\text{aq})/\text{ClO}^-(\text{aq})$  :  $\text{pK}_{\text{A}1} = 10,7$  ;  
 $\text{NH}_3\text{OH}^+(\text{aq})/\text{NH}_2\text{OH}(\text{aq})$  :  $\text{pK}_{\text{A}2} = 6,0$  ;  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  :  $\text{pK}_{\text{A}3} = 9,2$ .

1. Comparer la force de ces trois bases faibles dans l'eau.
2. Tracer le diagramme de prédominance, puis identifier l'espèce prédominante dans la solution S.

## A faire après le cours sur les espèces particulières

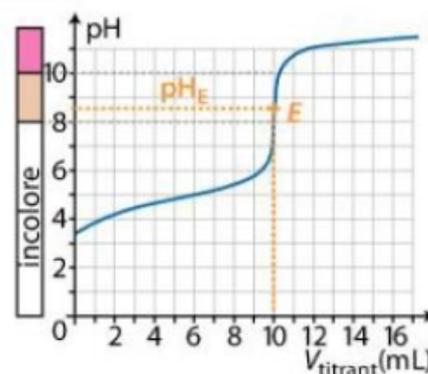
Étudier le « IV » du cours – « Des espèces particulières

### Exercices d'application :

### Livret exos révisions chimie : 72 à 76 p 45 à 47

**Exercice 72 :** La courbe du suivi pH-métrique du titrage d'une solution d'acide éthanoïque par une solution d'hydroxyde de sodium est donnée ci-dessous. Les teintes de l'indicateur coloré phénolphtaléine sont indiquées à côté de l'axe des ordonnées.

1. Définir un indicateur coloré acido-basique.
2. Pourquoi la phénolphtaléine est-elle un indicateur coloré adapté à ce titrage ?



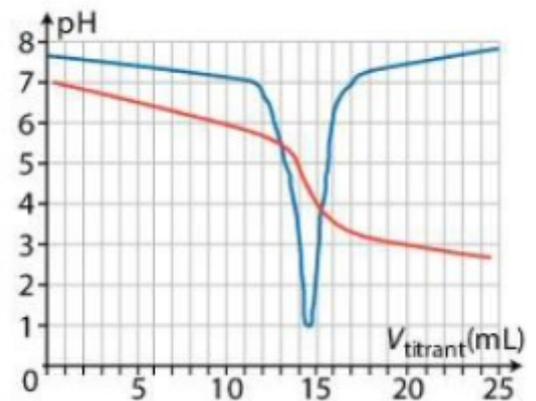
**Exercice 73 :** À l'équivalence du titrage d'une solution d'hydroxyde de sodium par une solution d'acide chlorhydrique :  $\text{pH}_E = 7,0$ .

**Données :** Liste d'indicateurs colorés ci-contre :

Indicateur	Teinte acide	Zone de virage Teinte sensible	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	Orange 3,1-4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	Vert 6,0-7,6	Bleu
Phénolphtaléine	Incolore	Rose 8,2-10	Pourpre

1. Choisir l'indicateur coloré adapté à ce titrage.
2. Déterminer le changement de couleur du mélange réactionnel à l'équivalence de ce titrage.

**Exercice 74 :** La courbe de suivi pH-métrique du titrage des ions hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$  d'une eau minérale par les ions  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  d'une solution  $S_A$  d'acide chlorhydrique est donnée ci-dessous.



**Données :** Liste d'indicateurs colorés ci-dessous :

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage Teinte sensible	Teinte basique
Jaune de méthyle	Rouge	Orange 2,9-4,0	Jaune
Vert de bromocrésol	Jaune	Vert 3,8-5,4	Bleu
Pourpre de bromocrésol	Jaune	Violet 5,2-6,8	Pourpre

- Déterminer les coordonnées du point E correspondant à l'équivalence du titrage.
- Définir un indicateur coloré.
- Identifier l'indicateur coloré adapté à ce titrage. Justifier.
- Comment repère-t-on visuellement l'équivalence de ce titrage avec l'indicateur coloré choisi ?

**Exercice 75 :** On dispose de différentes solutions :

- Parmi les solutions  $S_1$  et  $S_3$ , identifier celle qui pourrait être une solution tampon. Justifier.
- Proposer d'autres tests qui permettraient de valider cette hypothèse.

$S_1$ : solution de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en acide chlorhydrique	$\text{pH} = 2,0$
$S_2$ : un volume $V = 200 \text{ mL}$ de solution $S_1$ à laquelle a été ajoutée $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'acide chlorhydrique sans variation de volume	$\text{pH} = 2,5$
$S_3$ : solution obtenue par dissolution de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'acide éthanóïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'éthanoate de sodium dans de l'eau distillée	$\text{pH} = 4,75$
$S_4$ : solution $S_3$ à laquelle a été ajoutée $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'acide chlorhydrique sans variation de volume	$\text{pH} = 4,71$

**Exercice 76 :** Les pH-mètres sont étalonnés à l'aide de solutions tampons. Ces solutions sont réutilisées très fréquemment pour refaire les étalonnages.

- Citer les propriétés d'une solution tampon.
- Expliquer l'intérêt d'utiliser des solutions tampons pour étalonner des pH-mètres plutôt que des solutions de même pH mais qui ne seraient pas des solutions tampons.

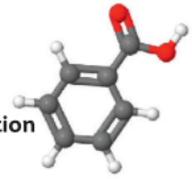
# Faire les exercices résolus sans correction, puis corriger

## 1 Exercice résolu

### L'acide benzoïque

| Utiliser un modèle ; effectuer des calculs.

L'acide benzoïque  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$  et sa base conjuguée l'ion benzoate  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-(\text{aq})$  sont des conservateurs présents dans de nombreuses boissons sans alcool. Une solution de concentration  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en acide benzoïque apporté et de volume  $V = 200 \text{ mL}$  a un pH égal à 3,1.



> L'acide benzoïque est repéré par le code européen E210.

- Déterminer la composition finale de la solution aqueuse d'acide benzoïque.
- En déduire le caractère fort ou faible de l'acide benzoïque dans l'eau.

### Solution rédigée

- On utilise le Réflexe 1.

Établissement de l'équation de la réaction et du tableau d'avancement

#### 1. Tableau d'avancement :

Équation	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\rightleftharpoons$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-(\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
État initial ( $x = 0 \text{ mol}$ )	$n_1 = C \times V$		Solvant		0		0
État final ( $x_f$ )	$n_1 - x_f$		Solvant		$x_f$		$x_f$

Détermination de  $x_f$

L'avancement final est :  $x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V$ .  
Or  $\text{pH} = 3,1$  donc  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-3,1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
Donc  $x_f = 10^{-3,1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 200 \times 10^{-3} \text{ L} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

Calculs des quantités de matière dans l'état final

La composition finale de la solution est :

$n_f(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}) = C \times V - x_f$   
 $n_f(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 200 \times 10^{-3} \text{ L} - 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol} = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .  
 $n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = n_f(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-) = x_f = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

État final ( $x_f$ )	1,8 mmol	Solvant	0,16 mmol	0,16 mmol
----------------------	----------	---------	-----------	-----------

- On utilise le Réflexe 2.

Détermination de  $x_{\text{max}}$

2. L'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  serait atteint si l'acide benzoïque était totalement consommé, soit si  $C \times V - x_{\text{max}} = 0$  d'où :

$x_{\text{max}} = C \times V = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 200 \times 10^{-3} \text{ L} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

Comparaison de  $x_f$  et  $x_{\text{max}}$  ou calcul de  $\tau$

$x_f, x_{\text{max}}$  donc l'acide benzoïque est un acide faible dans l'eau. On peut aussi calculer le taux d'avancement final :  $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}}{2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 0,080, 1$

## 2 Exercice résolu

### Comparaison de la force de trois bases faibles dans l'eau

| Exploiter une relation ; tracer un graphique.

L'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-(\text{aq})$ , l'hydroxylamine  $\text{NH}_2\text{OH}(\text{aq})$  et l'ammoniac  $\text{NH}_3(\text{aq})$  sont trois bases faibles dans l'eau. Le pH d'une solution S d'hydroxylamine est égal 9,5.

**EXTRAIT DE JAVEL**

9,60 % chlore actif  
Départ usine

Solution aqueuse d'hypochlorite de sodium

- Comparer la force de ces trois bases faibles dans l'eau.
- Tracer le diagramme de prédominance, puis identifier l'espèce prédominante dans la solution S.

#### Données

$\text{p}K_A$  de différents couples à 25 °C :  $\text{HClO}(\text{aq}) / \text{ClO}^-(\text{aq})$  :  $\text{p}K_{A1} = 10,7$  ;  $\text{NH}_3\text{OH}^+(\text{aq}) / \text{NH}_2\text{OH}(\text{aq})$  :  $\text{p}K_{A2} = 6,0$  ;  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  :  $\text{p}K_{A3} = 9,2$ .

### Solution rédigée

- On utilise le Réflexe 3.

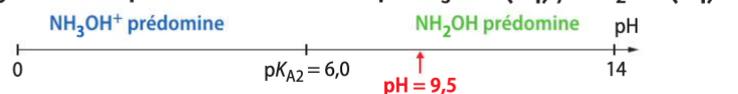
Comparaison des valeurs des  $\text{p}K_A$

1. On constate que  $\text{p}K_{A2}, \text{p}K_{A3}, \text{p}K_{A1}$ . Donc :

- l'ion hypochlorite est une base plus forte que l'ammoniac dans l'eau ;
- l'ammoniac est une base plus forte que l'hydroxylamine dans l'eau.

- On utilise le Réflexe 4.

Tracé du diagramme de prédominance



Comparaison des valeurs du pH et du  $\text{p}K_A$

$\text{pH} > \text{p}K_{A2}$ , l'espèce prédominante dans la solution S est donc l'hydroxylamine  $\text{NH}_2\text{OH}$ .

## Répondre au QCM de fin de chapitre

### 1 La réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau



Si erreur, revoir § 1 p. 156

1. La constante $K_e$ :	vaut 14,0 à 25 °C.	est le produit ionique de l'eau.	est égale à $[H_3O^+]_{\text{éq}} \times [HO^-]_{\text{éq}}$
2. À 25 °C, la concentration en ions hydroxyde d'une solution aqueuse est $[HO^-]_{\text{éq}} = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La solution :	a une concentration en ion $H_3O^+(aq)$ égale à $1,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .	a un pH égal à 6.	est acide.
3. L'acide hypochloreux $HClO(aq)$ est un acide faible dans l'eau. 	Le taux d'avancement final de la transformation est forcément nul.	Le pH d'une solution d'acide hypochloreux de concentration $C$ en acide apporté est $pH = -\log C$ .	Le taux d'avancement final de la transformation est tel que $\tau, 1$ .
4. L'ion méthanolate $CH_3O^-$ est une base forte dans l'eau. À 25 °C, le pH d'une solution aqueuse de concentration en ions méthanolate apportés $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est :	pH = 3,0.	pH = 11,0.	pH = 13,0.

### 2 La constante d'acidité d'un couple acide-base



Si erreur, revoir § 2 p. 157

5. La constante d'acidité associée à l'équation ci-dessous : $HNO_2(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$ s'écrit :	$K_A = \frac{[HNO_2]_{\text{éq}}}{[NO_2^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}$	$K_A = \frac{[HNO_2]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[NO_2^-]_{\text{éq}}}$	$K_A = \frac{[NO_2^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[HNO_2]_{\text{éq}}}$						
6. Les couples $NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$ et $CH_3NH_3^+(aq) / CH_3NH_2(aq)$ ont pour $pK_A$ respectifs 9,2 et 10,7, donc :	$CH_3NH_2(aq)$ est une base plus forte que $NH_3(aq)$ dans l'eau.	$CH_3NH_3^+(aq)$ est un acide plus fort que $NH_4^+(aq)$ dans l'eau.	$NH_4^+(aq)$ est un acide plus fort que $CH_3NH_3^+(aq)$ dans l'eau.						
7. Pour un couple acide-base $HA(aq) / A^-(aq)$ , la relation liant le pH et le $pK_A$ s'écrit :	$pK_A = pH + \log \left( \frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[HA]_{\text{éq}}} \right)$	$pH = pK_A + \log \left( \frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[HA]_{\text{éq}}} \right)$	$pH = pK_A + \log \left( \frac{[HA]_{\text{éq}}}{[A^-]_{\text{éq}}} \right)$						
8. L'ammoniac est la base du couple $NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$ de $pK_A = 9,2$ . Dans une solution aqueuse d'ammoniac, si :	aucune des deux espèces du couple ne prédomine, alors pH = 7.	$NH_3(aq)$ prédomine sur $NH_4^+(aq)$ , alors pH = 8.	aucune des deux espèces du couple ne prédomine, alors pH = 9,2.						
9. L'hélianthine est un indicateur coloré acido-basique prenant différentes teintes selon le pH de la solution :	est un indicateur coloré adapté à ce titrage.	prend sa teinte sensible après l'équivalence du titrage.	prend sa teinte acide avant l'équivalence du titrage.						
<table border="1" data-bbox="140 1653 576 1783"> <thead> <tr> <th>Teinte acide</th> <th>Teinte sensible</th> <th>Teinte basique</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Rouge</td> <td>3,1-4,4 Orange</td> <td>Jaune</td> </tr> </tbody> </table> <p>Le pH à l'équivalence d'un titrage d'une base par un acide est <math>pH_E = 5,8</math>. L'hélianthine :</p>	Teinte acide	Teinte sensible	Teinte basique	Rouge	3,1-4,4 Orange	Jaune			
Teinte acide	Teinte sensible	Teinte basique							
Rouge	3,1-4,4 Orange	Jaune							

## Préparation à l'ECE

### Préparation à l'ECE

La version intégrale de cette ECE, réalisable en activité expérimentale, est disponible dans la version numérique. La version proposée ci-dessous, permet à l'élève de travailler en autonomie les compétences RÉA et VAL.

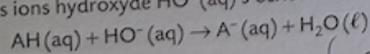
#### PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL

- ✓ DISSOUDRE un comprimé d'aspirine, contenant  $m = 500$  mg d'acide acétylsalicylique, afin de préparer 200,0 mL de solution S d'aspirine.
- ✓ AJOUTER à la solution S, à l'aide d'une burette graduée,  $V_b = 10,0$  mL de solution  $S_b$  de concentration  $C_b = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en hydroxyde de sodium. MESURER le pH de la solution.
- ✓ POURSUIVRE les ajouts de la solution  $S_b$  de 2,0 mL en 2,0 mL jusqu'à  $V_b = 20,0$  mL et MESURER le pH à chaque ajout. Les valeurs du pH et du volume  $V_b$  sont données dans le tableau ci-contre.

$V_b$ (L)	pH
0,010	3,3
0,012	3,4
0,014	3,5
0,016	3,6
0,018	3,8
0,020	3,9

#### COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

L'équation de la réaction entre l'acide acétylsalicylique, noté AH(aq), et les ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  (aq) s'écrit :



Le pH du mélange est :  $\text{pH} = \text{p}K_A + R$  avec  $R = \log \left( \frac{C_b \times V_b}{m - C_b \times V_b} \right)$ .

#### A Programme en langage Python

```
1 import matplotlib.pyplot as plt
2 from numpy import log10, arange
3 Vb = [ ]
4 pH = [ ]
5 R = [ ]
6 for i in Vb :
7     R.append(log10(0.1*i/(0.5/180-0.1*i)))
8 plt.title('Courbe pH en fonction de R')
9 plt.xlabel('R')
10 plt.ylabel('pH')
11 plt.axis(xmin=-0.5, xmax=0.5, ymin=3, ymax=4.5)
12 plt.xticks(arange(-0.5,0.6,0.1))
13 plt.yticks(arange(3,4.6,0.1))
14 plt.grid(linestyle='-.')
15 plt.plot(R, pH, 'ro')
16 plt.show()
```

1. **RÉA** Compléter et utiliser le programme en langage Python fourni pour tracer le graphique  $\text{pH} = f(R)$ .
2. **VAL** En expliquant la méthode utilisée, déduire du graphe la valeur du  $\text{p}K_A$  du couple de l'acide acétylsalicylique.

#### Donnée

Masse molaire de l'acide acétylsalicylique :  $M = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

## Sujets type bac sur les 3 premiers chapitres

Livret exercices de révisions chimie bac

Type bac 13 : UN INDICATEUR COLORÉ ISSU DU CHOU ROUGE (p 47)

Type bac 14 : CONSERVATEUR ALIMENTAIRE (p 49)

Type bac 15 : pH D'UN MÉLANGE (p 50)

Type bac 16 : BLEU DE BROMOPHÉNOL (p 51)

## Préparer la pochette de révisions

Elle doit contenir le livret « Parcours d'exercices et l'ensemble des exercices faits dans le chapitre, les fiches de révisions réalisées.

Après mes révisions, je me sens dans l'état d'esprit suivant pour aborder le devoir surveillé :

