

Correction des exercices du chapitre 8 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.

Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec les exercices résolus p 162-163

Correction QCM :

QCM

p. 161

1. A, B et C ; 2. A ; 3. C ; 4. B ; 5. C ; 6. A et C ; 7. B ; 8. C ; 9. B.

Correction Livre Hachette éducation :

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

1. La constante d'équilibre est :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$$

$$2. [\text{HO}^-]_{\text{éq}} = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-4,6}} = 1,0 \times 10^{-9,4} \\ = 4,0 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4 Exploiter le produit ionique de l'eau

1. $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$

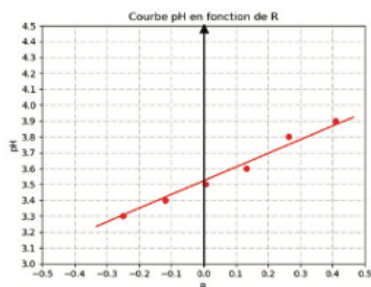
$$2. [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]_{\text{éq}}} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,2 \times 10^{-6}} \\ = 3,1 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = -\log (3,1 \times 10^{-9}) = 8,5.$

Correction préparation EE :

Préparation à l'ECE

```
1. import matplotlib.pyplot as plt
2 from numpy import log10, arange
3 Vb = [0.010, 0.012, 0.014, 0.016, 0.018, 0.020]
4 pH = [3.3, 3.4, 3.5, 3.6, 3.8, 3.9]
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()
```



2. Comme $\text{pH} = \text{p}K_A + R$, on a $\text{pH} = \text{p}K_A$ lorsque $R = 0$.
Le graphe coupe l'axe des ordonnées en un point dont l'ordonnée vaut $\text{p}K_A$. Graphiquement, $\text{p}K_A = 3,5$

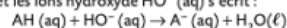
Sujet complet fourni dans la version numérique :

Matériel mis à disposition :

- Un pH-mètre étalonné et du papier Joseph.
- Un ordinateur avec un logiciel tableur-grapheur.
- Un comprimé d'Aspirine du Rhône® 500 mg.
- Eau distillée.
- Un mortier et un pilon.
- Une spatule.
- Une fiole jaugée de 200,0 mL.
- Un entonnoir.
- Un agitateur magnétique et un barreau aimanté.
- Une burette graduée de 25,0 mL.
- Bêchers de 250 mL.
- Un bécher de 100 mL.
- Un flacon contenant 50 mL d'une solution titrée de concentration en hydroxyde de sodium (soude) $C_b = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Une paire de lunettes.
- Une paire de gants.

Complément scientifique

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



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

Donnée

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

1. **ANA-RAIS** Rédiger le protocole expérimental permettant de préparer 200,0 mL d'une solution aqueuse d'acide acétylsalicylique par dissolution d'un comprimé d'aspirine dans le volume nécessaire d'eau distillée.

Protocole expérimental :

- Préparer 200,0 mL d'une solution aqueuse d'acide acétylsalicylique par dissolution d'un comprimé d'aspirine dans le volume nécessaire d'eau distillée.
- Ajouter à la solution précédente, à l'aide d'une burette graduée, $V_b = 10,0 \text{ mL}$ 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 et mesurer le pH à chaque ajout. Les valeurs du pH et du volume V_b sont entrées dans le tableau ci-dessous :

V_b (L)	pH
$10,0 \times 10^{-3}$	

A Programme Python

```
1 import matplotlib.pyplot as plt
2 from numpy import log10, arange
3 Vb = [0.010, 0.012, 0.014, 0.016, 0.018, 0.020]
4 pH = [3.5, 3.6, 3.7, 3.8, 4.0, 4.1]
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()
```

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

Correction Livret révisions chimie du parcours d'exercices :

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 .

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]_{\text{éq}}} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,2 \times 10^{-6}} = 3,1 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

2. Écrire l'équation chimique de l'équilibre dont K_e est la constante.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = -\log (3,1 \times 10^{-9}) = 8,5$$

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

Données : Couple : $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})/\text{HS}^-(\text{aq})$.

1. Écrire l'équation de la réaction entre le sulfure d'hydrogène et l'eau.



2. Exprimer la constante d'acidité K_A associée.

$$\text{L'écriture simplifiée de la constante d'acidité est : } K_A = \frac{[\text{HS}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{H}_2\text{S}]_{\text{éq}}}$$

3. Écrire la relation entre K_A et $\text{p}K_A$.

$$\text{p}K_A = -\log(K_A) \text{ ou } K_A = 10^{-\text{p}K_A}$$

Exercice 62 : La transformation modélisée par la réaction de l'acide lactique avec l'eau $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ n'est pas totale.

Données : $\text{p}K_A(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})/\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-(\text{aq})) = 3,9$

1. Écrire l'équation de la réaction correspondante.



2. Exprimer la constante d'acidité K_A associée.

$$K_A = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3]_{\text{éq}}}$$

3. Un état d'équilibre est caractérisé par : $[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = 2,5 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.

En déduire la valeur de la concentration $[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3]_{\text{éq}}$.

$$[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3]_{\text{éq}} = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{K_A} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{10^{-\text{p}K_A}} = \frac{(2,5 \times 10^{-3})^2}{10^{-3,9}} = 50 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Exercice 63 : L'ammoniac $\text{NH}_3(\text{aq})$ 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 $\text{NH}_4^+(\text{aq})/\text{NH}_3(\text{aq})$.

L'expression de la constante d'acidité K_A du couple $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$ est :

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}}}$$

3. Calculer la valeur de cette constante K_A à 25°C sachant que $\text{p}K_A = 9,2$ à cette température.

On réalise le calcul en appliquant la formule : $\text{p}K_A = -\log K_A$ soit $K_A = 10^{-\text{p}K_A}$.

$$K_A = 10^{-9,2} = 6,3 \times 10^{-10}$$

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.
L'équation de la réaction est : $\text{HCl (g)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Cl}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$.

2. Comment appelle-t-on la solution obtenue ?
Il s'agit d'acide chlorhydrique.

3. Calculer la concentration c .

$$c = \frac{n}{V} = \frac{8,3 \times 10^{-2}}{5,0} = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4. Calculer les concentrations effectives $[\text{HCl(g)}]_f$, $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f$ et $[\text{Cl}^-(\text{aq})]_f$.
La transformation étant totale, $[\text{HCl(g)}]_f = 0 \text{ mol.L}^{-1}$;
 $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f = [\text{Cl}^-(\text{aq})]_f = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

5. Quelle est la valeur du pH de la solution obtenue ?
 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = -\log (1,7 \times 10^{-2}) = 1,8$

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

Données : $\text{p}K_A(\text{AH(aq)}/\text{A}^-(\text{aq})) = 3,5$

1. Exprimer la constante d'acidité du couple AH/A⁻.

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

2. Établir l'équation du second degré vérifiée par $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

L'équation : $\text{AH(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Montre que $[\text{A}^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$

De plus, $C = [\text{AH}]_{\text{éq}} + [\text{A}^-]_{\text{éq}}$

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

Soit $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2 + 10^{-\text{p}K_A} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} - K_A \times C = 0$.

3. Calculer le pH.

En posant $x = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$, on obtient l'équation du second degré : $x^2 + 10^{-4,2} \cdot x - 10^{-5,2} = 0$

Avec $a = 1$, $b = 10^{-4,2}$ et $c = -10^{-5,2}$.

Le discriminant est : $\Delta = (10^{-4,2})^2 - 4 \times (-10^{-5,2}) = 6,3135... \times 10^{-6} > 0$

Les deux solutions sont : $x_{1,2} = \frac{-10^{-4,2} \pm \sqrt{\Delta}}{2}$

On ne conserve que la solution positive :

$$x_1 = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{-10^{-4,2} + \sqrt{6,3135... \times 10^{-6}}}{2} = 1,224... \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Et $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = -\log (1,224... \times 10^{-3}) = 2,9$

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.

- Écrire l'équation de la réaction se produisant entre l'acide ascorbique, noté AH, et l'eau et établir un tableau d'avancement.

État	x	AH (aq)	+	H ₂ O (l)	⇌	A ⁻ (aq)	+	H ₃ O ⁺ (aq)
initial	0	c · V		solvant		0		0
en cours	x	c · V - x		solvant		x		x
final	$x_f = c \cdot V$	c · V - x_f		solvant		x_f		x_f

- Déduire de la valeur du pH la valeur de l'avancement final x_f .

D'après le tableau d'avancement : $x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})) = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] \cdot V = 10^{-\text{pH}} \cdot V$
 $x_f = 10^{-2,8} \times 200 \times 10^{-3} = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

- Calculer les concentrations en quantité de matière effectives de l'acide ascorbique [AH(aq)]_f et de sa base conjuguée [A⁻(aq)]_f.

$$[\text{AH}(\text{aq})]_f = \frac{n_f(\text{AH}(\text{aq}))}{V} = \frac{c \cdot V - x_f}{V} = \frac{2,5 \times 10^{-2} \times 200 \times 10^{-3} - 3,2 \times 10^{-4}}{200 \times 10^{-3}} = 2,3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{A}^-(\text{aq})]_f = \frac{n_f(\text{A}^-(\text{aq}))}{V} = \frac{x_f}{V} = \frac{3,2 \times 10^{-4}}{200 \times 10^{-3}} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 67 : L'acide benzoïque C₆H₅CO₂H(aq) et sa base conjuguée l'ion benzoate C₆H₅CO₂⁻(aq) sont des conservateurs présents dans de nombreuses boissons sans alcool. Une 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.

- Déterminer la composition finale de la solution aqueuse d'acide benzoïque.

Tableau d'avancement :

Équation	C ₆ H ₅ CO ₂ H(aq)	+	H ₂ O (l)	⇌	C ₆ H ₅ CO ₂ ⁻ (aq)	+	H ₃ O ⁺ (aq)
État initial (x = 0 mol)	$n_i = C \times V$		Solvant		0		0
État final (x _f)	$n_i - x_f$		Solvant		x_f		x_f

L'avancement final est : $x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V$

Or pH = 3,1 donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-3,1} \text{ mol.L}^{-1}$

Donc $x_f = 10^{-3,1} \times 200 \times 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$

La composition finale de la solution est :

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

$n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = n_f(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-) = x_f = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$

État final (x _f)	1,8 mmol	Solvant	0,16 mmol	0,16 mmol
------------------------------	----------	---------	-----------	-----------

- En déduire le caractère fort ou faible de l'acide benzoïque dans l'eau.

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

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

$x_f < x_{\text{max}}$ donc l'acide benzoïque est un acide faible dans l'eau. On peut aussi calculer le taux

d'avancement final : $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{1,6 \times 10^{-4}}{2,0 \times 10^{-3}} = 0,080 < 1$.

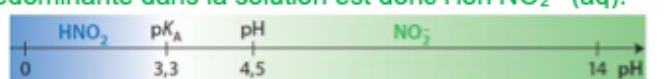
Exercice 68 : Le pH d'une solution aqueuse contenant de l'acide nitreux HNO₂(aq) est pH = 4,5.

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

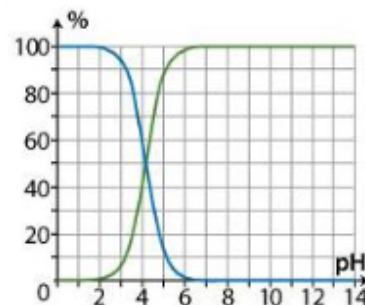
- Identifier, en justifiant, l'espèce prédominante du couple de l'acide nitreux dans la solution.

Comme $\text{pH} > \text{p}K_A$, l'espèce prédominante dans la solution est donc l'ion NO₂⁻ (aq).

Diagramme de prédominance



Exercice 69 : Le diagramme de distribution ci-contre représente les pourcentages des espèces acide benzoïque $C_6H_5CO_2H(aq)$ et ions benzoate $C_6H_5CO_2^-(aq)$ d'une solution en fonction de son pH.

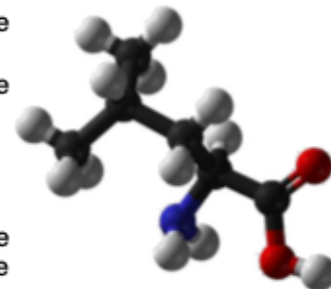


1. En justifiant, associer chacune de ces courbes à l'espèce correspondante.

Lorsque le pH est voisin de 0, l'acide prédomine sur la base du couple. Ainsi, la courbe bleue est celle de l'acide benzoïque et la courbe verte est celle de l'ion benzoate.

2. Déterminer graphiquement la valeur du pK_A du couple $C_6H_5CO_2H(aq)/C_6H_5CO_2^-(aq)$. On a $pH = pK_A$ à l'intersection des deux courbes. Graphiquement, $pK_A = 4,2$.

Exercice 70 : La leucine est un acide α -aminé dont le modèle est donné ci-contre



1. Identifier les deux groupes caractéristiques présents dans cette molécule.

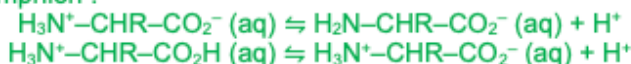
La leucine $H_2N-CHR-CO_2H$ (avec $R = -CH_2-(CH_3)_2$) possède un groupe amine $-NH_2$ et un groupe carboxyle $-CO_2H$.

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.

L'amphion formé a pour formule : $H_3N^+-CHR-CO_2^-(aq)$.

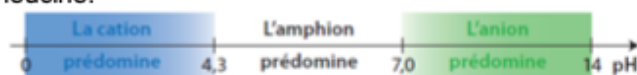
3. L'amphion est une espèce amphotère. Écrire les deux couples acide-base auxquels il appartient.

Couples acide-base de l'amphion :



4. La leucine est caractérisée par deux valeurs de pK_A : $pK_{A1} = 2,4$ et $pK_{A2} = 9,9$. Établir le diagramme de prédominance de la leucine.

Diagramme de prédominance de la leucine :



Exercice 71 : L'ion hypochlorite $ClO^-(aq)$, l'hydroxylamine $NH_2OH(aq)$ et l'ammoniac $NH_3(aq)$ sont trois bases faibles dans l'eau. Le pH d'une solution S d'hydroxylamine est égal 9,5.

Données : pK_A de différents couples à 25 °C : $HClO(aq)/ClO^-(aq)$: $pK_{A1} = 10,7$; $NH_3OH^+(aq)/NH_2OH(aq)$: $pK_{A2} = 6,0$; NH_4^+/NH_3 : $pK_{A3} = 9,2$.

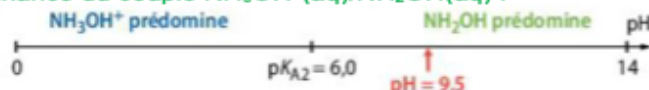
1. Comparer la force de ces trois bases faibles dans l'eau.

On constate que $pK_{A2} < pK_{A3} < pK_{A1}$. 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.

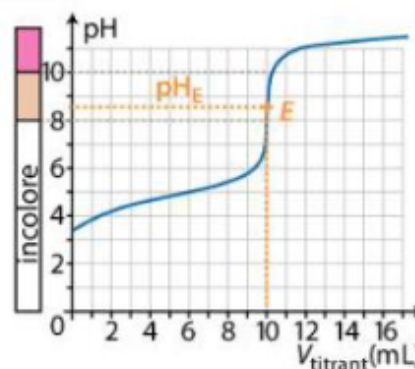
2. Tracer le diagramme de prédominance, puis identifier l'espèce prédominante dans la solution S.

Diagramme de prédominance du couple $NH_3OH^+(aq)/NH_2OH(aq)$:



$pH > pK_{A2}$, l'espèce prédominante dans la solution S est donc l'hydroxylamine NH_2OH .

Exercice 72 : La courbe du suivi pH-métrique du titrage d'une solution d'acide éthanóique 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.

Un indicateur coloré acido-basique est un couple acide-base dont les espèces conjuguées n'ont pas la même teinte.

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

La phénolphtaléine est adaptée à ce titrage car le pH à l'équivalence est compris dans la zone de virage [8,0 – 10,0] de l'indicateur coloré.

Exercice 73 : À l'équivalence du titrage d'une solution d'hydroxyde de sodium par une solution d'acide chlorhydrique : $pH_E = 7,0$.

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

Données : Liste d'indicateurs colorés ci-contre :

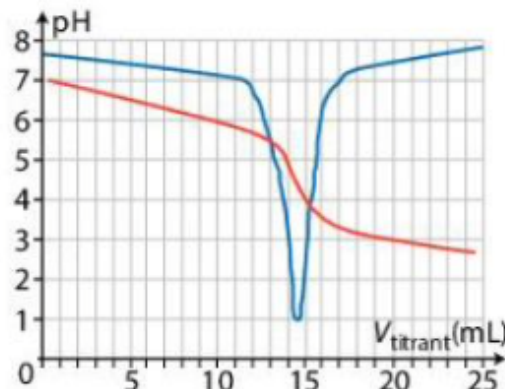
1. Choisir l'indicateur coloré adapté à ce titrage.

L'indicateur coloré adapté à ce titrage doit contenir la valeur $pH_E = 7,0$ dans sa zone de virage. Seul le bleu de bromothymol satisfait à cette condition car sa zone de virage est [6,0 – 7,6].

2. Déterminer le changement de couleur du mélange réactionnel à l'équivalence de ce titrage.

À l'équivalence de ce titrage, la couleur du mélange réactionnel passe du bleu au jaune.

Exercice 74 : La courbe de suivi pH-métrique du titrage des ions hydrogencarbonate $HCO_3^-(aq)$ d'une eau minérale par les ions $H_3O^+(aq)$ d'une solution S_A d'acide chlorhydrique est donnée ci-contre.



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

1. Déterminer les coordonnées du point E correspondant à l'équivalence du titrage.

Coordonnées du point équivalent E : ($V_E = 14,5$ mL ; $pH_E = 4,5$).

2. Définir un indicateur coloré.

Un indicateur coloré acido-basique est un couple acide-base dont les espèces conjuguées teintes n'ont pas la même teinte.

3. Identifier l'indicateur coloré adapté à ce titrage. Justifier.

L'indicateur coloré adapté à ce titrage doit contenir la valeur $\text{pH}_E = 4,5$ dans sa zone de virage. Seul le vert de bromocrésol satisfait à cette condition car sa zone de virage est $[3,8 - 5,4]$.

4. Comment repère-t-on visuellement l'équivalence de ce titrage avec l'indicateur coloré choisi ?

À l'équivalence de ce titrage, la couleur du mélange réactionnel passe du bleu au jaune.

Exercice 75 : On dispose de différentes solutions :

1. Parmi les solutions S_1 et S_3 , identifier celle qui pourrait être une solution tampon. Justifier.

La solution S_3 pourrait être une solution tampon car son pH varie très peu lors de l'ajout d'une petite quantité d'acide.

S_1 : solution de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en acide chlorhydrique	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	pH = 2,5
S_3 : solution obtenue par dissolution de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'éthanoate de sodium dans de l'eau distillée	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	pH = 4,71

2. Proposer d'autres tests qui permettraient de valider cette hypothèse.

Il faudrait voir comment évolue son pH lors de l'ajout d'une petite quantité de base ou d'eau.

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

1. Citer les propriétés d'une solution tampon.

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par dilution ou par ajout de petites quantités d'acide ou de base.

2. 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.

Les solutions utilisées pour l'étalonnage des pH-mètres sont utilisées plusieurs fois, par des manipulateurs différents qui risquent d'y ajouter des petites quantités d'eau, d'acides ou de bases en plongeant la sonde du pH-mètre dans le flacon de la solution tampon. Une solution « non » tampon verrait donc son pH varier au fil des utilisations et ne serait rapidement plus utilisable.