



Thème 1 : Constitution et transformation de la matière


Partie 3B. Comparer la force des A/B pour prévoir l'état final d'un système CHAP 08-EXOS Force des acides et des bases

Exercices en autonomie: QCM p.219/ER p220 à 223/EC n°29*-35*-38*-42*

Exercices p.224 et suiv. : n°28-30-31-34-36-37-39-41-46-49-52-type BAC n°58

- 28**  a. Écrire l'équation de l'autoprotolyse de l'eau.
b. Comment s'appelle la constante d'équilibre associée K_e ? L'exprimer en fonction des concentrations en ions oxonium $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et hydroxyde $[HO^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
c. Calculer K_e et pK_e lorsque les concentrations valent $[H_3O^+]_{\text{éq}} = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[HO^-]_{\text{éq}} = 2,0 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. La solution est-elle acide, neutre ou basique ?

- 30**  Une solution d'ammoniac a un pH égal à 12,00. Déterminer les concentrations en ions oxonium et hydroxyde de la solution.

- 31**  Une solution d'acide cinnamique de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a un pH égal à 3,23.

- a. Déterminer les concentrations en ions oxonium et hydroxyde de la solution.
b. L'acide cinnamique est-il un acide fort ?



L'acide cinnamique est extrait de la cannelle.

- 34** Une réaction acide-base se produit lorsque l'acide méthanoïque $HCOOH$ est introduit dans de l'eau.

- a. Quel est le couple de l'eau mis en jeu ici ? Écrire l'équation de la réaction qui se produit.
b. À l'état final, le système est constitué d'acide méthanoïque $HCOOH_{(aq)}$, d'ions méthanoate $HCOO^-_{(aq)}$ et d'ions oxonium $H_3O^+_{(aq)}$. Que peut-on en déduire ?
c. Définir la constante d'acidité K_A d'un couple. Exprimer la constante d'acidité K_A du couple acide-base auquel appartient l'acide méthanoïque.

- 36** a. Établir le diagramme de prédominance du couple acide-base de $pK_A = 4,05$ auquel appartient l'acide ascorbique $C_6H_8O_6$.

- b. Le pH d'une solution aqueuse d'acide ascorbique vaut 5,82. Quelle est la forme prédominante dans cette solution ?

- 28** a. $2 H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$
b. K_e est le produit ionique de l'eau.

$$K_e = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}[HO^-]_{\text{éq}}}{(c^0)^2}$$

- c. $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$
 $pK_e = -\log(K_e) = 14,00$
 $[H_3O^+]_{\text{éq}} > [HO^-]_{\text{éq}}$ donc la solution est acide.

- 30** $[H_3O^+]_{\text{éq}} = c^0 10^{-\text{pH}} = 1,0 \times 10^{-12} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
 $[HO^-]_{\text{éq}} = \frac{K_e (c^0)^2}{[H_3O^+]_{\text{éq}}} = \frac{10^{-pK_e} (c^0)^2}{c^0 10^{-\text{pH}}} = c^0 10^{-pK_e + \text{pH}}$
 $[HO^-]_{\text{éq}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- 31** a. $[H_3O^+]_{\text{éq}} = c^0 10^{-\text{pH}} = 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
 $[HO^-]_{\text{éq}} = \frac{K_e (c^0)^2}{[H_3O^+]_{\text{éq}}} = \frac{10^{-pK_e} (c^0)^2}{c^0 10^{-\text{pH}}} = c^0 10^{-pK_e + \text{pH}}$
 $[HO^-]_{\text{éq}} = 1,6 \times 10^{-11} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
b. $[H_3O^+]_{\text{éq}} < c$ donc l'acide cinnamique n'est pas un acide fort.

- 34** a. L'acide méthanoïque étant un acide, l'eau réagit en tant que base. Le couple de l'eau qui intervient ici est donc $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$.
 $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$
b. Dans l'état final, les réactifs coexistent avec les produits : la réaction est donc limitée et l'acide méthanoïque est un acide faible.
c. K_A correspond à la constante d'équilibre associée à la réaction de l'acide du couple avec l'eau.

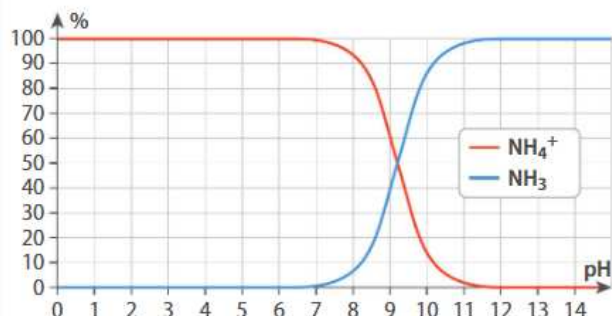
$$K_A = \frac{[HCOO^-]_{\text{éq}}[H_3O^+]_{\text{éq}}}{[HCOOH]_{\text{éq}}c^0}$$

- 36** a.
- | | |
|--------------------------------|----------------------------|
| $C_6H_8O_6$
prédomine | $C_6H_7O_6^-$
prédomine |
| $pK_A = 4,05$ $pH = 5,82$ pH | |

- b. $pH > pK_A$ donc la forme prédominante dans la solution considérée est la forme basique $C_6H_7O_6^-$.

37 Vrai ou faux À l'oral

Le diagramme de distribution du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est représenté ci-dessous. Pour chaque affirmation, dire si elle est vraie ou fautive. Justifier et corriger si elle est fautive.



1. a. À $\text{pH} = 8,5$, l'espèce basique prédomine.
- b. À $\text{pH} = 8,5$, il y a quatre fois plus d'espèce basique que d'espèce acide.
- c. À $\text{pH} = 8,5$, la solution est basique.
2. a. Une solution qui contient 90 % d'espèce acide a un pH de 10,2.
- b. Une solution de $\text{pH} = 7,0$ contient autant d'espèce acide que d'espèce basique donc le $\text{p}K_A$ du couple vaut 7,0.
- c. Une solution de $\text{pH} = 7,0$ ne contient presque que de l'espèce acide.

39 Acide, basique ou neutre ?

Exploiter un énoncé • Effectuer un calcul

On considère quatre solutions S_1 , S_2 , S_3 et S_4 .

- Recopier et compléter le tableau suivant.

	S_1	S_2	S_3	S_4
pH	1,00			
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)		$5,0 \times 10^{-3}$		
$[\text{HO}^-]_{\text{éq}}$ (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)			$5,0 \times 10^{-3}$	
Caractère acide, basique ou neutre				Solution neutre

- 37 1. a. Faux. La forme acide est prépondérante : sa concentration est égale à 80 % de la concentration apportée.
- b. Faux. Il y a quatre fois moins de forme basique (20 %) que de forme acide (80 %).
- c. Vrai. La solution est basique.
2. a. Faux. Une solution qui contient 90 % de forme acide a un pH de 8,2.
- b. Faux. Une solution de $\text{pH} = 9,3$ contient autant de forme acide que de forme basique donc le $\text{p}K_A$ du couple vaut 9,3.
- c. Vrai. Une solution de $\text{pH} = 7,0$ ne contient presque que de la forme acide.

39

	S_1	S_2	S_3	S_4
pH	1,00	2,30	11,70	7,00
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	$1,0 \times 10^{-1}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-12}$	$1,0 \times 10^{-7}$
$[\text{HO}^-]_{\text{éq}}$ (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	$1,0 \times 10^{-13}$	$2,0 \times 10^{-12}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-7}$
Caractère acide, basique ou neutre	acide	acide	basique	solution neutre

41 Comparaison de forces d'acides

Choisir un modèle - Effectuer un calcul

Le pH des trois solutions suivantes vaut 2,70 :

- solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration $c_1 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;

- solution d'acide éthanoïque $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2_{(\text{aq})}$ de concentration $c_2 = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;

- solution d'acide monochloroéthanoïque $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Cl}_{(\text{aq})}$ de concentration $c_3 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

a. Calculer la concentration des ions H_3O^+ dans chacune des trois solutions.

Que constate-t-on pour l'acide chlorhydrique ? Que peut-on en déduire ?

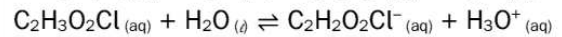
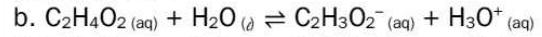
b. Écrire l'équation de la réaction des acides éthanoïque et monochloroéthanoïque avec l'eau.

c. Établir un tableau d'avancement pour ces réactions et déterminer la composition finale des trois solutions.

d. Après avoir calculé le taux d'avancement final τ_{f2} et τ_{f3} de ces réactions, classer ces trois acides par force croissante.

41 a. $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = c^0 10^{-\text{pH}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Pour l'acide chlorhydrique, $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = c_1$: c'est donc un acide fort.



c.

		$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$			
Av.	Quantité de matière...	...de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2_{(\text{aq})}$...de $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$...de $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-_{(\text{aq})}$...de $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
0	...apportée à l'état initial	c_2V	solvant	0	0
$x_{\text{éq}2}$...présente à l'état final	$c_2V - x_{\text{éq}2}$	solvant	$0 + x_{\text{éq}2}$	$0 + x_{\text{éq}2}$
$x_{\text{max}2}$...qui serait présente à l'état d'avancement maximal	$c_2V - x_{\text{max}2} = 0$	solvant	$0 + x_{\text{max}2} = c_2V$	$0 + x_{\text{max}2} = c_2V$

$[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}2}}{V} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{éq}} = \frac{c_2V - x_{\text{éq}2}}{V} = c_2 - \frac{x_{\text{éq}2}}{V} = c_2 - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$

$[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]_{\text{éq}} = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

		$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Cl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2\text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$			
Av.	Quantité de matière...	...de $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Cl}_{(\text{aq})}$...de $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$...de $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$...de $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
0	...apportée à l'état initial	c_3V	solvant	0	0
$x_{\text{éq}3}$...présente à l'état final	$c_3V - x_{\text{éq}3}$	solvant	$0 + x_{\text{éq}3}$	$0 + x_{\text{éq}3}$
$x_{\text{max}3}$...qui serait présente à l'état d'avancement maximal	$c_3V - x_{\text{max}3} = 0$	solvant	$0 + x_{\text{max}3} = c_3V$	$0 + x_{\text{max}3} = c_3V$

$[\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2\text{Cl}^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}3}}{V} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Cl}]_{\text{éq}} = \frac{c_3V - x_{\text{éq}3}}{V} = c_3 - \frac{x_{\text{éq}3}}{V} = c_3 - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$

$[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Cl}]_{\text{éq}} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

d. $\tau_{f2} = \frac{x_{\text{éq}2}}{x_{\text{max}2}} = \frac{c^0 10^{-\text{pH}}}{c_2} = 0,8 \%$

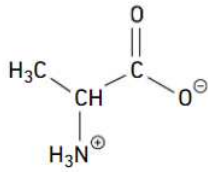
$\tau_{f3} = \frac{x_{\text{éq}3}}{x_{\text{max}3}} = \frac{c^0 10^{-\text{pH}}}{c_3} = 40 \%$

Plus le taux d'avancement final est grand, plus la force de l'acide est grande. Par ordre croissant de force d'acide, on a donc l'acide éthanoïque puis l'acide chloroéthanoïque et enfin, l'acide chlorhydrique.

46 Un acide aminé

Utiliser un modèle • Exploiter un graphique

L'alanine est un des acides aminés les plus fréquents dans les protéines. À pH = 7, elle existe sous la forme d'un zwitterion dont la formule semi-développée est donnée ci-contre.



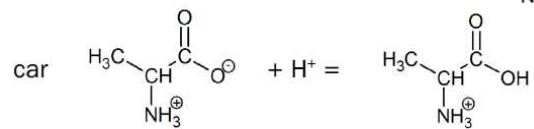
a. Quel est son acide conjugué ? Quelle est sa base conjuguée ?

b. En déduire les couples auxquels appartient le zwitterion. Comment appelle-t-on une telle espèce ?

c. Les pK_A de ces couples valent 2,3 et 9,7. Sachant que les acides carboxyliques $\text{R}-\text{COOH}$ sont des acides plus forts que les ions carboxylammonium $\text{R}-\text{NH}_3^+$, attribuer à chaque couple une valeur de pK_A . Justifier.

d. Établir le diagramme de prédominance de ces couples. Le zwitterion est-il bien l'espèce prédominante à pH = 7 ?

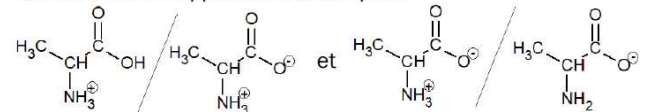
46 a. L'acide conjugué de l'alanine est $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COOH}$



Sa base conjuguée est $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COO}^-$

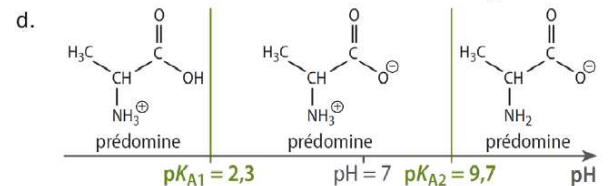
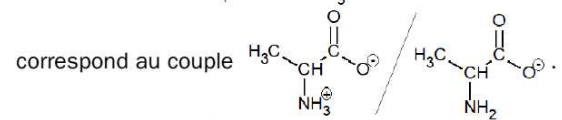
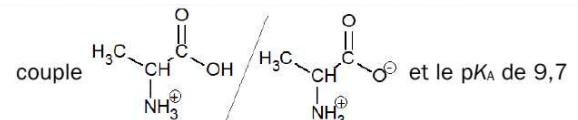


b. Le zwitterion appartient aux couples :



Une telle espèce qui se comporte comme un acide et une base de Brønsted est amphotère.

c. Plus le pK_A est petit, plus la force de l'acide du couple est grande donc le pK_A de 2,3 correspond au

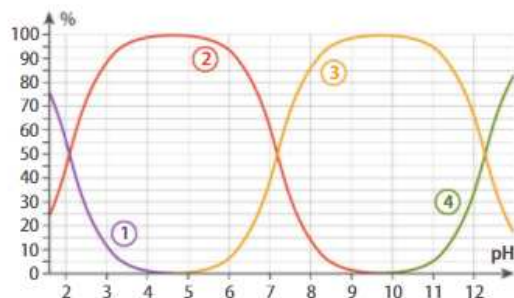


Le zwitterion est donc bien la forme prédominante à pH = 7 ($pK_{A1} = 2,3 < pH < pK_{A2} = 9,7$).

49 Acide phosphorique

Exploiter un graphique • Utiliser ses connaissances

L'acide phosphorique de formule H_3PO_4 est un triacide, noté H_3A , présent dans les boissons au cola mais également dans des milieux biologiques tels que le sérum, liquide sanguin, ou l'urine. Le diagramme de distribution ci-dessous indique le pourcentage de chaque espèce en solution lorsque le pH varie.



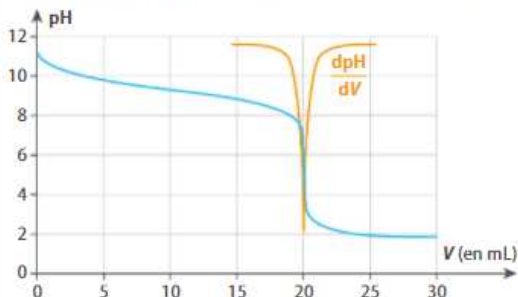
- Quels sont les différents couples acide-base associés à l'acide phosphorique ? Identifier chacune des courbes.
- Quelles espèces ont un caractère amphotère ?
- En déduire les pK_A des trois couples mis en jeu.
- Déterminer pour quels pH une solution contient 90 % de l'espèce HA^{2-} .
- Déterminer les pourcentages des espèces présentes dans une solution de pH = 3,0. Si la concentration en acide phosphorique apporté vaut $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, calculer les concentrations des formes présentes à ce pH.
- Sachant que le pH du sérum vaut 7,4, que celui de l'urine est voisin de 6,0 et que celui des boissons au cola est proche de 2,5, indiquer les espèces prédominantes dans chacune de ces solutions.

52 Titrage d'une solution d'ions borate

Exploiter un graphique • Utiliser ses connaissances

Un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution de borate de sodium ($Na^+_{(aq)}, H_2BO_3^-_{(aq)}$) de concentration inconnue c_1 est titré par une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)}, Cl^-_{(aq)}$) de concentration $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

On mesure le pH de cette solution pour des volumes V d'acide ajoutés puis on trace les courbes ci-dessous.



- Faire le schéma du dispositif expérimental.
- Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
- Déterminer le volume V_E de solution d'acide chlorhydrique versé à l'équivalence. En déduire la concentration c_1 de la solution d'ions borate.
- Quel indicateur coloré conviendrait le mieux si ce titrage était remplacé par un titrage colorimétrique ?
- On appelle « demi-équivalence » l'état du titrage où le volume de solution titrante versé est $\frac{V_E}{2}$. Que dire des concentrations des espèces acide et basique du couple à la demi-équivalence ? Déduire du pH de la solution à la demi-équivalence la valeur du pK_A du couple de l'ion borate.

49 a. H_3A/H_2A^- H_2A^-/HA^{2-} HA^{2-}/A^{3-}
Aux pH les plus bas, c'est donc la forme H_3A qui prédomine (courbe ①), puis c'est H_2A^- (courbe ②), HA^{2-} (courbe ③) et A^{3-} (courbe ④).

b. Une espèce possède un caractère amphotère si elle se comporte comme un acide et une base de Brønsted. C'est le cas de H_2A^- et HA^{2-} .

c. À l'intersection de deux courbes, il y a autant des deux formes.

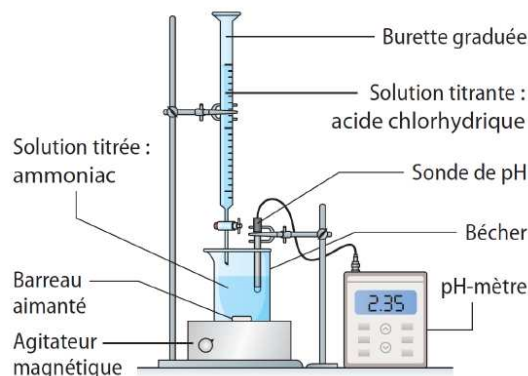
Or, par exemple :

$$pH = pK_{A1} + \log\left(\frac{[H_2A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}\right) = pK_{A1} + \log(1) = pK_{A1}$$

Pour $H_3PO_4/H_2PO_4^-$, $pK_{A1} = 2,1$; pour $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$, $pK_{A2} = 7,2$ et pour HPO_4^{2-}/PO_4^{3-} , $pK_{A3} = 12,3$.

- Graphiquement, on détermine qu'une solution contient 90 % de la forme HA^{2-} à pH = 8,2 et 11,4.
- Une solution de pH = 3,0 contient 90 % de H_2A^- et 10 % de H_3A , donc $[H_2A^-] = 0,90c = 0,090 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[H_3A] = 0,10c = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Dans le sérum de pH = 7,4, HA^{2-} prédomine ; dans l'urine de pH voisin de 6,0, c'est H_2A^- et dans des boissons au cola de pH proche de 2,5, c'est H_3A .

52 a.



- $H_2BO_3^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightarrow H_3BO_3_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
- D'après la méthode de la dérivée, le volume V_E de solution d'acide chlorhydrique versée à l'équivalence est $V_E = 20,0 \text{ mL}$.

À l'équivalence, les réactifs titré et titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ce qui correspond ici, d'après les nombres stœchiométriques de l'équation à des quantités de matière égales, soit $cV_E = c_1V_1$

$$\text{donc } c_1 = \frac{cV_E}{V_1} = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

d. Pour un titrage colorimétrique, l'indicateur coloré choisi doit avoir sa zone de virage qui inclut le pH à l'équivalence, donc ici, le rouge de méthyle dont la zone de virage est comprise entre pH = 4,8 et 6,0 peut être utilisé.

e. Les concentrations des formes acide et basique du couple à la demi-équivalence sont égales : il reste la moitié de la forme basique qui n'a pas encore été consommée et on a formé autant de forme acide que d'ions oxonium consommés, ce qui correspond donc à la moitié de la quantité de base à titrer.

Par conséquent, le pH de la solution à la demi-équivalence est égal au pK_A du couple de l'ammoniac : pour $V = 10,0 \text{ mL}$, $pH = 9,2 = pK_A$.

58 Eau d'un aquarium



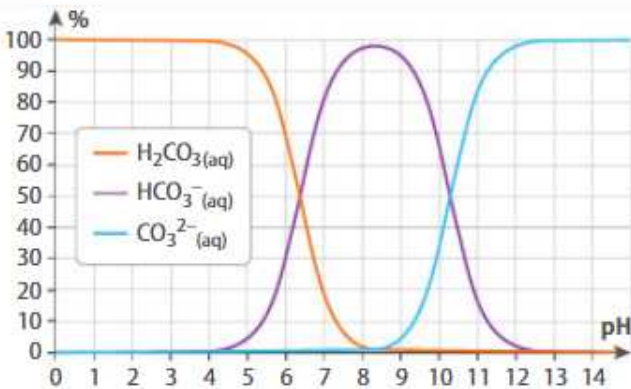
Le dioxyde de carbone est essentiel pour la bonne croissance des plantes d'un aquarium.

Cependant, dissous en trop grande quantité, le dioxyde de carbone est toxique pour les poissons. Il faut donc contrôler régulièrement sa concentration.

L'objectif de cet exercice est de déterminer la concentration du dioxyde de carbone dissous dans l'eau d'un aquarium par une méthode de titrage.

Données

- Le dioxyde de carbone dissous sera considéré comme hydraté en acide carbonique $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$. La concentration de l'acide carbonique en solution, $[\text{H}_2\text{CO}_3]$, sera considérée comme égale à la concentration apportée en dioxyde de carbone dissous.
- Masse molaire de l'acide carbonique : $M = 62,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Couples acide-base : $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}/\text{HCO}_3^-$; $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ de $\text{p}K_{\text{A}}$ respectifs $\text{p}K_{\text{A}1}$ et $\text{p}K_{\text{A}2}$
- Diagramme de distribution des espèces $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$, HCO_3^- et CO_3^{2-} :



- Les cellules colorées de tableau ci-dessous indiquent des pH et des domaines de concentration en masse en dioxyde de carbone dissous correspondant à des conditions optimales pour les plantes et les poissons dans l'eau de l'aquarium.

Exemple de lecture : pour un pH de 7,0 et une concentration massique en CO_2 dissous comprise entre $15 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ et $27 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$, les conditions sont optimales.

pH	Concentrations en masse en CO_2 dissous dans une eau (en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$)									
7,8	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
7,6	1	2	4	5	7	8	10	11	13	14
7,4	1	4	6	8	11	13	16	18	20	23
7,2	2	6	9	13	17	21	25	28	32	36
7,0	3	9	15	21	27	33	39	45	51	57
6,8	5	14	24	33	43	52	62	72	81	91

D'après <http://www.aquabase.org>

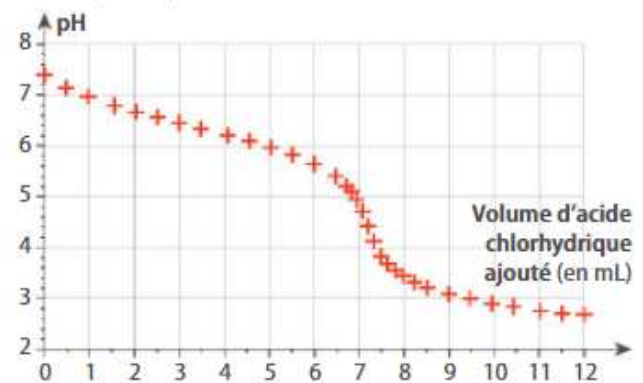
1. Du dioxyde de carbone dans un aquarium

- À l'aide du diagramme de distribution fourni, montrer que $\text{p}K_{\text{A}1}$ vaut 6,4, puis déterminer $\text{p}K_{\text{A}2}$.
- Établir le diagramme de prédominance de $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$, HCO_3^- et CO_3^{2-} .
- Une eau a un pH de 7,4. Indiquer qualitativement comment son pH évolue lorsqu'on y dissout du dioxyde de carbone. Quelle est alors l'espèce prédominante dans cette eau ?

2. Titrage du dioxyde de carbone

La concentration en acide carbonique $[\text{H}_2\text{CO}_3]$ dans l'eau de l'aquarium est liée à celle des ions hydrogénocarbonate $[\text{HCO}_3^-]$.

On réalise le titrage suivi par pH-métrie des ions hydrogénocarbonate présents dans $V = 100,0 \text{ mL}$ d'eau à l'aide d'une solution d'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) de concentration $c_a = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.



2.1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.

2.2. Calculer la concentration $[\text{HCO}_3^-]$ des ions hydrogénocarbonate dans l'eau de l'aquarium.

2.3. Montrer que $[\text{H}_2\text{CO}_3] = [\text{HCO}_3^-] \times 10^{(\text{p}K_{\text{A}1} - \text{pH})}$ puis calculer sa valeur.

2.4. Déterminer la valeur de la concentration en masse C_m en CO_2 dissous dans l'eau de l'aquarium.

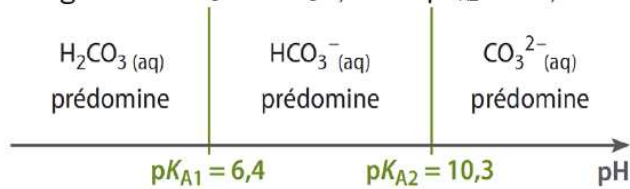
2.5. Les conditions pour les plantes et les poissons sont-elles optimales ? Justifier.

Adapté du sujet de Bac Nouvelle-Calédonie, 2018.

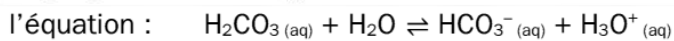
DES CLÉS POUR RÉUSSIR

- Écrire l'équation de la réaction de $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$ avec l'eau.
- Utiliser la définition de l'équivalence.
- Exprimer la constante d'acidité $K_{\text{A}1}$.
- Établir le lien entre concentration et concentration en masse du dioxyde de carbone dissous.

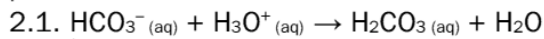
58 1.1. À l'intersection de deux courbes du diagramme de distribution, les concentrations des espèces conjuguées représentées sont égales, si bien que le pH est alors égal au pK_A du couple. Par conséquent, à l'intersection des courbes représentant les pourcentages de H_2CO_3 et HCO_3^- , la valeur du pH est égale à pK_{A1} : $pK_{A1} = 6,4$. De même, à l'intersection des courbes représentant les pourcentages de HCO_3^- et CO_3^{2-} , on lit $pK_{A2} = 10,3$.



1.3. Le pH d'une eau vaut 7,4. Lorsqu'on y introduit du dioxyde de carbone, celui-ci, en se dissolvant, forme H_2CO_3 . Cet acide réagit avec l'eau suivant

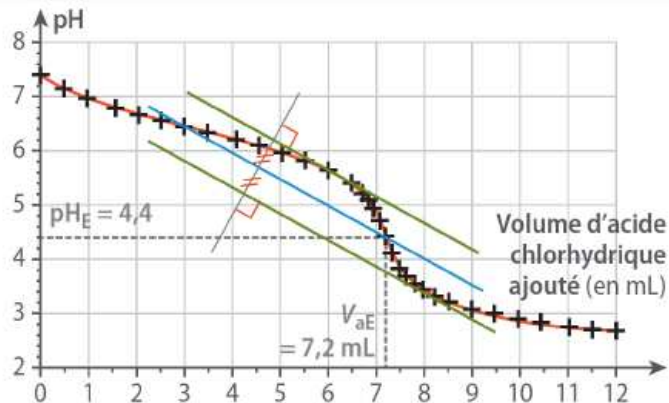


Il y a donc formation d'ions oxonium : le pH diminue. À $pH = 7,4$ ($pK_{A1} = 6,4 < pH < pK_{A2} = 10,3$), sa forme prédominante est donc HCO_3^- .



2.2. À l'équivalence, les réactifs titré et titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ce qui correspond ici à des quantités de matière égales puisque leurs nombres stœchiométriques sont égaux : $[HCO_3^-]V = c_a V_{aE}$ si V_{aE} est le volume d'acide chlorhydrique versé à l'équivalence.

Ce volume est déterminé graphiquement par la méthode des tangentes :



donc $[HCO_3^-] = \frac{c_a V_{aE}}{V} = 3,6 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

2.3. $pH = pK_{A1} + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}\right)$ donc :

$$[H_2CO_3] = [HCO_3^-] \times 10^{(pK_{A1} - pH)} = 3,6 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

2.4. $C_m = [H_2CO_3]M = 22 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$

2.5. À $pH = 7,4$ et $C_m = 22 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$, les conditions pour les plantes et les poissons sont optimales d'après le tableau fourni. En effet, à ce pH, les concentrations en masse optimales sont comprises entre 11 et $23 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$.