

Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date:

Force des acides et des bases

✔ Objectifs

- Constante d'acidité K_A d'un couple acide-base, 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. Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau.
- 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.

👤 Classe

Terminale Spé

🕒 Durée

2 h

✂ Sur la paillasse

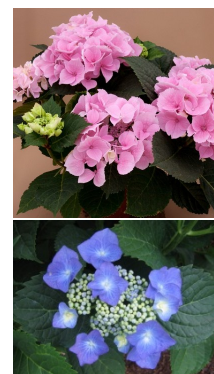
- Un feutre de tableau noir,
- 2 béchers de 100 mL,
- Un ph-mètre étalonné,
- Une potence et une pince,
- Un agitateur magnétique et un turbulent,
- Un entonnoir à solide,
- Un pilon avec mortier,
- Une pissette d'eau distillée,
- Une éprouvette graduée de 50 mL,
- Une fiole jaugée de 250 mL,
- Un flacon noté S_1 de 50 mL contenant une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon noté S_2 de 50 mL contenant une solution d'acide éthanóique de concentration $C_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon noté S_3 de 50 mL contenant une solution d'ammoniaque de concentration $C_3 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon noté S_4 de 50 mL contenant une solution de soude de concentration $C_4 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Gants et lunettes de protection.

📄 Document 1: Couleur des hortensias

Parmi les *Hydrangea*, les variétés *macrophylla* (*Hortensia*) et *serrata* changent de couleur en fonction du sol : on peut, grâce à un choix judicieux, installer dans le jardin toute une gamme de couleurs allant, soit du rouge le plus profond au rose pale et au blanc, soit du violet le plus sombre (presque noir) au bleu le plus lumineux, ou au bleu clair opalescent et blanc.

Les Hortensias roses resteront roses dans un sol neutre (pH de 6 à 7 maximum). Ils possèdent un pigment rose appelé delphinidine. Lorsque le pH du sol devient acide, ce pigment combiné à l'aluminium devient bleu.

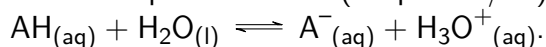
Les Hortensias bleus sont des variétés roses cultivées en sol acide (pH de 4 à 5). Les variétés rose clair évoluent vers du bleu clair, les variétés rose vif vers du bleu soutenu, les variétés rouges vers du violet.



Source: BOOS Hortensia

📄 Document 2: Constante d'acidité

La constante d'acidité K_A est égale au quotient de réaction à l'équilibre associée à la transformation chimique d'un acide (couple AH/A^-) avec l'eau:



Le pK_A d'un couple acide-base est défini par:

$$K_A = Q_{r,eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} \times \frac{[\text{A}^-]_{eq}}{C^\circ}}{1 \times \frac{[\text{AH}]_{eq}}{C^\circ}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} \times [\text{A}^-]_{eq}}{[\text{AH}]_{eq} \times C^\circ} \quad (1)$$

$$pK_A = -\log(K_A) \quad (2)$$

Document 3: Principe de fonctionnement d'un pHmètre

Le pH-mètre est un appareil de mesure du pH composé d'une sonde pH-métrique qui est le plus souvent une électrode combinée composée de deux électrodes:

- une électrode de référence à potentiel fixe ;
- une électrode de mesure (électrode de verre) dont le potentiel est une fonction affine du pH.

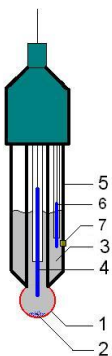


Figure 1: Schéma d'un pHmètre (Source: *Wikipedia*): 1. électrode en verre sensible au pH, 2. Précipité AgCl, 3. solution interne d'acide chlorhydrique, 4. Électrode interne, 5. Partie extérieure de la sonde en plastique, 6. Électrode de référence, 7. Jonction avec la solution étudiée.

Ainsi la différence de potentiel U , fonction du pH, mesurée entre ces deux électrodes permet la mesure du pH de la solution à condition que l'appareil ait été étalonné pour que le pH-mètre prenne les valeurs a et b en compte :

$$U = a - b \times pH \quad (3)$$

a et b dépendent en effet de la température et de l'état des électrodes. La mesure du pH avec le pHmètre est précise à 0,1 unité de pH près.

Document 4: Effectuer une mesure de pH

⚠ Entre deux mesures la sonde doit toujours être plongée dans une solution d'eau distillée.

⚠ Lorsque le pH-mètre est inutilisé pendant longtemps, la sonde doit être plongée dans une solution de chlorure de potassium saturée.

Pour effectuer une mesure de pH:

1. Étalonner le pH-mètre (la procédure dépend de chaque appareil). Vos pH-mètres sont déjà été étalonnés, il n'est donc pas nécessaire de le faire.
2. Sortir la sonde de l'eau distillée.
3. La rincer (avec de l'eau distillée, ou mieux, avec la solution dont on veut mesurer le pH) et l'essuyer délicatement avec du papier.
4. Plonger la sonde dans la solution dont on veut mesurer le pH. La mesure du pH doit se faire sous agitation douce. Attention à ce que l'aimant ne frappe pas la sonde. Attendre la stabilité (quelques secondes). Lire la valeur du pH.
5. Sortir la sonde de la solution, la rincer et la plonger dans l'eau distillée en attendant la prochaine mesure.

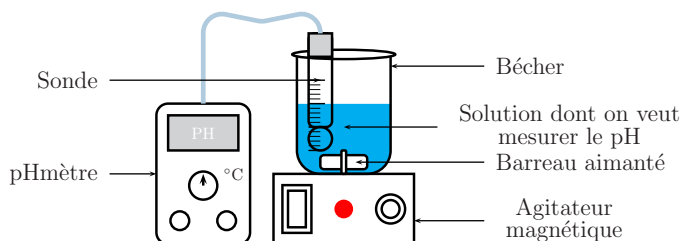


Figure 2: Montage expérimental de la mesure du pH.

La réaction entre un acide et l'eau est-elle toujours totale¹ ?

¹Activité basée sur le manuel Hachette.

1 Étude de la réaction entre un acide et l'eau

Une solution d'acide chlorhydrique résulte de la réaction du chlorure d'hydrogène, $\text{HCl}_{(g)}$, avec l'eau. Une solution d'acide éthanóïque (ou acide acétique) résulte de la réaction de l'acide éthanóïque, $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$, pur avec l'eau.

On dispose d'une solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et d'une solution S_2 d'acide éthanóïque de concentration $C_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Par une mesure de pH, de chaque solution, nous allons déterminer l'état final de ces deux systèmes chimiques (solutions S_1 et S_2).



Figure 3: Chlorure d'hydrogène

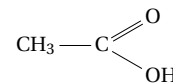


Figure 4: Acide éthanóïque



Protocole expérimental

- Verser dans un bécher, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume $V_1 = 40 \text{ mL}$ de la solution S_1 .
- Mesurer le pH de la solution S_1 . Rincer l'électrode du pH-mètre.
- Verser dans un bécher, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume $V_2 = 40 \text{ mL}$ de la solution S_2 .
- Mesurer le pH de la solution S_2 . Rincer l'électrode du pH-mètre et la remettre dans le bécher rempli d'eau distillée.

- Réaliser le protocole ci-dessus.
- Pour chaque solution, dresser un tableau d'avancement (expressions littérales) puis calculer le taux d'avancement.

Équation de la réaction		$\text{HCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{Cl}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{HCl}_{(aq)})$	$n(\text{H}_2\text{O}_{(l)})$	$n(\text{Cl}^-_{(aq)})$	$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)})$
État initial	$x = 0$	$n_i(\text{HCl}_{(aq)}) = CV$	excès	0	0
État intermédiaire	x	$CV - x$	excès	x	x
État final	x_f	$CV - x_f$	excès	x_f	x_f

Équation de la réaction		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)})$	$n(\text{H}_2\text{O}_{(l)})$	$n(\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)})$	$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)})$
État initial	$x = 0$	$n_i(\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}) = CV$	excès	0	0
État intermédiaire	x	$CV - x$	excès	x	x
État final	x_f	$CV - x_f$	excès	x_f	x_f

Solution: On mesure le pH pour chaque solution S_1 et S_2 :

- $\text{pH}_1 = 2,1$
- $\text{pH}_2 = 3,7$

On en déduit les concentrations en ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$:

- $[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]_1 = 10^{-\text{pH}_1} = 10^{-2,1} = 7,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]_2 = 10^{-\text{pH}_2} = 10^{-3,7} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Or la concentration des ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ est liée à l'avancement selon $[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}] = \frac{x_f}{V}$ donc $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}] \times V$.

Le taux d'avancement peut donc se calculer selon:

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] \times V}{C \times V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]}{C} \quad (4)$$

soit pour les cas

- $\tau_{f_1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_1}{C_1} = \frac{7,9 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 0,79 = 79\%$
- $\tau_{f_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_2}{C_2} = \frac{2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 0,020 = 2,0\%$

3. Les deux réactions sont-elles totales ? Justifier la réponse puis conclure.

Solution: Les réactions ne sont pas totales puisque $\tau_{f_i} < 1$. Cependant, pour le cas de l'acide chlorhydrique, le résultat de la mesure du pH est 2,1, si on considère la précision sur le dernier chiffre de la mesure (0,1), la valeur réelle peut se retrouver très proche de $pH = 2,0$, ce qui donnerait $\tau_f = 100\%$, caractéristique d'un acide fort. Il faudrait alors répéter les mesures voir les effectuer avec un appareil de plus grande précision.

L'acide éthanoïque est un acide faible tandis que l'acide chlorhydrique est un acide fort.

2 Étude de la réaction entre une base et l'eau

Une solution d'ammoniaque résulte de la réaction de l'ammoniac $\text{NH}_3(\text{g})$ avec l'eau. Une solution d'hydroxyde de sodium (soude) est préparée par dissolution d'hydroxyde de sodium $\text{NaOH}(\text{s})$ dans de l'eau.

On dispose d'une solution S_3 d'ammoniaque de concentration $C_3 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et d'une solution S_4 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_4 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Par une mesure de pH, de chaque solution, nous allons déterminer l'état final de ces deux systèmes chimiques (solutions S_3 et S_4).

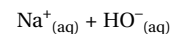


Figure 5: Soude

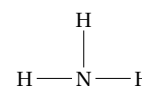


Figure 6: Ammoniac



Protocole expérimental

- Verser dans un bécher, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume $V_3 = 40 \text{ mL}$ de solution S_3 .
- Mesurer le pH de la solution S_3 . Rincer l'électrode du pH-mètre.
- Verser dans un bécher, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume $V_4 = 40 \text{ mL}$ de solution S_4 .
- Mesurer le pH de la solution S_4 . Rincer l'électrode du pH-mètre et la remettre dans le bécher rempli d'eau distillée.

4. Réaliser le protocole ci-dessus.

5. Pour chaque solution, dresser un tableau d'avancement (expressions littérales) puis calculer le taux d'avancement.

Équation de la réaction		$\text{NH}_3(\text{aq})$	$+ \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	$+ \text{HO}^-(\text{aq})$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)				
		$n(\text{NH}_3(\text{aq}))$	$n(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))$	$n(\text{NH}_4^+(\text{aq}))$	$n(\text{HO}^-(\text{aq}))$	
État initial	$x = 0$	$n_i(\text{NH}_3(\text{aq})) = CV$	excès		0	0
État intermédiaire	x	$CV - x$	excès		x	x
État final	x_f	$CV - x_f$	excès		x_f	x_f

Équation de la réaction		$\text{HO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})})$	$n(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})})$	$n(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})})$	$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})})$
État initial	$x = 0$	$n_i(\text{HO}^-_{(\text{aq})}) = CV$	excès	0	0
État intermédiaire	x	$CV - x$	excès	x	x
État final	x_f	$CV - x_f$	excès	x_f	x_f

Solution: On mesure le pH pour chaque solution S_3 et S_4 :

- $pH_3 = 10,4$
- $pH_4 = 11,8$

On en déduit les concentrations en ions $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$:

- $[\text{HO}^-_{(\text{aq})}]_3 = C^{0,2} \times \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_3} = C^{0,2} \times \frac{10^{-14}}{10^{-pH_3}} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,4}} = 2,51 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $[\text{HO}^-_{(\text{aq})}]_4 = C^{0,2} \times \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_4} = C^{0,2} \times \frac{10^{-14}}{10^{-pH_4}} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,8}} = 6,31 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Or la concentration des ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ est liée à l'avancement selon $[\text{HO}^-_{(\text{aq})}] = \frac{x_f}{V}$ donc $x_f = [\text{HO}^-_{(\text{aq})}] \times V$. Le taux d'avancement peut donc se calculer selon:

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{[\text{HO}^-_{(\text{aq})}] \times V}{C \times V} = \frac{[\text{HO}^-_{(\text{aq})}]}{C} \quad (5)$$

soit pour les cas

- $\tau_{f_3} = \frac{[\text{HO}^-_{(\text{aq})}]_3}{C_3} = \frac{2,51 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,025 = 2,5\%$
- $\tau_{f_4} = \frac{[\text{HO}^-_{(\text{aq})}]_4}{C_4} = \frac{6,31 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,63 = 63\%$

6. Les deux réactions sont-elles totales ? Justifier la réponse puis conclure.

Solution: Les réactions ne sont pas totales puisque $\tau_f < 1$. Cependant, pour le cas de la soude, le résultat de la mesure du pH est 11,8, si on considère la précision sur le dernier chiffre de la mesure (0,1), la valeur réelle peut se retrouver très proche de $pH = 12,0$, ce qui donnerait $\tau_f = 100\%$, caractéristique d'un acide fort. Il faudrait alors répéter les mesures voir les effectuer avec un appareil de plus grande précision.

L'ammoniaque est une base faible tandis que la soude est une base fort.

3 Détermination d'un pKa

Les acides faibles sont caractérisés par une constante d'acidité, noté K_A . La constante d'acidité d'un couple acido-basique AH/A^- est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau.

On souhaite déterminer la constante d'acidité de l'acide acétylsalicylique contenu dans l'aspirine.



• **Principe actif :**

acide acétylsalicylique 500 mg.

• **Excipients :**

amidon de maïs, gel de silice...

On admet que les excipients n'ont aucun caractère acido-basique.

Données:

- Formule brute de l'acide acétylsalicylique: $C_9H_8O_4$;
- Couple acido-basique: $C_9H_8O_4(aq)/C_9H_7O_4^-(aq)$;
- Masse molaire: $M = 180\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- Solubilité dans l'eau (à 20°C): $3,3\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

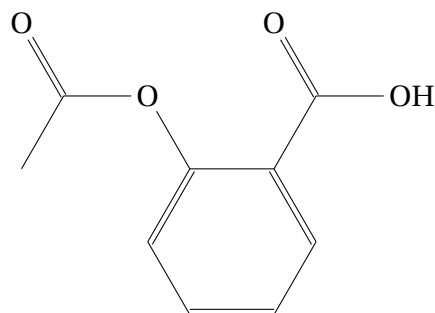


Figure 7: Acide acétylsalicylique



Protocole expérimental

- Broyer un comprimé d'aspirine du Rhône à l'aide d'un pilon et d'un mortier.
- Dissoudre la poudre obtenue dans de l'eau distillée afin de préparer 250 mL d'une solution S_0 d'acide acétylsalicylique. On veillera à récupérer l'intégralité de la poudre.
- Homogénéiser la solution.
- Mesurer le pH de la solution S_0 avec un pH-mètre étalonné.

Solution: On mesure $pH = 3,2$.

7. Montrer que l'aspect non limpide de la solution n'est pas dû à un problème de solubilité de l'acide acétylsalicylique.

Solution: La solubilité de l'acide salicylique dans l'eau est de $3,3\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, soit 825 mg par 250 mL. On peut donc dissoudre entièrement l'acide salicylique du comprimé dans ce volume d'eau.

8. Compléter le tableau d'avancement ci-dessous.

Équation de la réaction		$C_9H_8O_4(aq)$	$+ H_2O(l) \rightleftharpoons$	$C_9H_7O_4^-(aq)$	$+ H_3O^+(aq)$
Avancement (mol)		Quantités de matière (mol)			
État du système		$n(C_9H_8O_4(aq))$	$n(H_2O(l))$	$n(C_9H_7O_4^-(aq))$	$n(H_3O^+(aq))$
État initial	$x = 0$	$n_i(C_9H_8O_4(aq)) = C_0V$	excès	0	0
État intermédiaire	x	$C_0V - x$	excès	x	x
État final	x_f	$C_0V - x_f$	excès	x_f	x_f

9. Exprimer la constante d'acidité K_A du couple de l'acide acétylsalicylique.

Solution:

$$K_A = \frac{[C_9H_7O_4^-(aq)]_{eq} \times [H_3O^+(aq)]_{eq}}{[C_9H_8O_4(aq)]_{eq}} \quad (6)$$

10. Montrer que $K_A = \frac{[H_3O^+(aq)]_{eq}^2}{C_0 - [H_3O^+(aq)]_{eq}}$ où C_0 est la concentration en acide acétylsalicylique apporté.

Solution: À l'équilibre, et d'après le tableau d'avancement, on peut exprimer:

- $[C_9H_7O_4^-]_{eq} = \frac{x_f}{V} = [H_3O^+]_{eq}$;
- $[C_9H_8O_4(aq)]_{eq} = \frac{C_0 V - x_f}{V} = C_0 - \frac{x_f}{V} = C_0 - [H_3O^+]_{eq}$.

On remplace dans l'expression de K_A :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{C_0 - [H_3O^+]_{eq}} = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{C_0 - [H_3O^+]_{eq}} \quad (7)$$

11. À partir de la valeur du pH, déterminer la valeur du K_A puis du pK_A .

Solution: On calcule la concentration en ions $H_3O^+(aq)$:

$$[H_3O^+(aq)]_{eq} = C^0 \times 10^{-pH} = 10^{-3.2} = 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (8)$$

Puis on calcule K_A :

$$K_A = \frac{[H_3O^+(aq)]_{eq}^2}{C_0 - [H_3O^+(aq)]_{eq}} = \frac{(6,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{\frac{500 \times 10^{-3} \text{ g}}{180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} - 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 3,8 \times 10^{-5} \quad (9)$$

On en déduit le pK_A :

$$pK_A = -\log(K_A) = -\log(3,8 \times 10^{-5}) = 4,4 \quad (10)$$

12. Mettre en commun l'ensemble des résultats obtenus par les différents groupes, puis calculer la valeur moyenne $\overline{K_A}$ après suppression des résultats manifestement aberrants.

Solution:

Groupe	1	2	3	4	5	6	7
K_A	$6,1 \times 10^{-5}$	$1,2 \times 10^{-5}$	$1,5 \times 10^{-5}$	$6,1 \times 10^{-5}$	$9,9 \times 10^{-5}$	$2,4 \times 10^{-5}$	$3,8 \times 10^{-5}$

13. Par une approche statistique, déterminer l'incertitude type $u(K_A)$ puis exprimer la valeur sous la forme $K_A \pm u(K_A)$.

Solution: À l'aide du mode "stats" de la calculatrice, on calcule l'écart-type associé à ces données: $\sigma_{n-1} = 3,1 \times 10^{-5}$ et la moyenne $\overline{K_A} = 4,4 \times 10^{-5}$. On peut donc écrire:

$$K_A = \overline{K_A} \pm u(K_A) = \overline{K_A} \pm \frac{\sigma}{\sqrt{N}} = 4,4 \times 10^{-5} \pm \frac{3,1 \times 10^{-5}}{7} = 4,4 \times 10^{-5} \pm 1,2 \times 10^{-5} \quad (11)$$

($\underline{\Delta}$: on arrondit toujours par excès !)

14. À 25°C, la constante d'acidité du couple $C_9H_8O_4(aq)/C_9H_7O_4^-(aq)$ est $K_A = 3,2 \times 10^{-4}$. Cette valeur appartient-elle à l'intervalle de confiance déterminé expérimentalement ? Calculer le z-score.

Solution: On calcule le z-score associée à cette étude:

$$z = \frac{|K_{Aexp} - K_{Ath}|}{u(K_A)} = \frac{|4,4 \times 10^{-5} - 3,2 \times 10^{-4}|}{1,2 \times 10^{-5}} = 23 \quad (12)$$

$z > 2$ donc la valeur expérimentale n'est pas compatible avec la valeur de référence. Ceci peut être dû à la précision des pHmètre, le manque de précision dû au éléments solides contenus dans l'aspirine et qui flottaient (d'ailleurs peut être contenait-ils de l'acide acétylsalicylique ?), ainsi qu'à la différence de température puisque dans la salle de TP il ne faisait que 18°C et la valeur de référence est donnée pour 25°C.