

ETUDE DE QUELQUES ACIDES ET D'UNE RÉACTION ACIDO-BASIQUE



Capacité(s) contextualisée(s) mise(s) en jeu durant l'activité :

- ✓ Mesurer le pH d'une solution aqueuse.
- ✓ Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée lors de la réaction entre un acide fort et une base forte.

I. But

- Déterminer la "force" d'un acide par une mesure de pH et mettre en évidence l'élévation de température lors de la réaction entre un acide fort et une base forte.

II. Documents

(s'approprier) 

II.1. Doc.1 : Force d'un acide

Un acide AH est dit fort si toutes les entités introduites dans l'eau se dissocient en libérant un ion hydrogène H⁺. La réaction avec l'eau est totale.

Un acide AH est dit faible si une partie seulement des entités introduites dans l'eau libère un ion hydrogène H⁺. La réaction avec l'eau est limitée.

II.2. Doc.2 : Constante d'acidité

Un couple acide faible/base faible AH/A⁻ est caractérisé par sa constante d'acidité K_A, grandeur sans dimension, définie par :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_f \cdot [A^-]_f}{[AH]_f}$$

II.3. Doc.3 : pK_A d'un couple acide/base

Pour un couple acide faible/base faible, on note pK_A = - log K_A

Ci-dessous, les valeurs théoriques du pK_A de quelques couples acide/base :

Couple acide/base	pK _a à 25 °C
H ₃ O ⁺ (aq)/H ₂ O (l)	0,0
HF(aq)/F ⁻ (aq)	3,2
H-COOH (aq)/H-COO ⁻ (aq)	3,8
CH ₃ -COOH (aq)/CH ₃ -COO ⁻ (aq)	4,8
CO ₂ ,H ₂ O (aq)/HCO ₃ ⁻ (aq)	6,4
NH ₄ ⁺ (aq)/NH ₃ (aq)	9,2
HCO ₃ ⁻ (aq)/CO ₃ ²⁻ (aq)	10,3
H ₂ O(l)/HO ⁻ (aq)	14,0

II.4. Doc.4 : Incertitude élargie sur la valeur du pH

On peut prendre en compte l'incertitude élargie liée à la précision du pH-mètre et l'incertitude élargie liée à la répétition de la mesure :

$$U(\text{pH}) = \sqrt{U_{\text{précision}}^2 + U_{\text{répétabilité}}^2}$$

Si l'on considère que le pH-mètre à une précision de 0,1 :

$$U_{\text{précision}} = 2 \times \frac{0,1}{2\sqrt{3}} \text{ avec un niveau de confiance de 95\%}$$

Si l'on réalise n mesures :

$$U_{\text{répétabilité}} = t \times \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$$

n	2	3	4	5	6	7	8	9	10
t _{95%}	12,7	4,3	3,18	2,78	2,57	2,45	2,37	2,31	2,26
t _{99%}	63,7	9,93	5,84	4,6	4,03	3,71	3,5	3,36	3,25

II.5. Doc.5 : Incertitude relative sur la valeur de la concentration en ion oxonium

D'après la définition du pH, on peut déterminer l'incertitude relative sur la concentration en ion oxonium :

$$\frac{U([H_3O^+])}{[H_3O^+]} = 2,3 \times U(pH)$$

II.6. Doc.6 : Incertitude relative sur la valeur de la constante d'acidité

D'après la définition de la constante d'acidité et en négligeant l'incertitude sur la concentration en soluté apporté, on peut déterminer son incertitude élargie :

$$\frac{U(K_A)}{K_A} = \sqrt{2} \times \frac{U([H_3O^+])}{[H_3O^+]}$$

II.7. Doc.7 : Incertitude élargie sur la valeur du pK_A

D'après la définition du pK_A, on peut déterminer son incertitude élargie :

$$U(pK_A) = \frac{1}{2,3} \times \frac{U(K_A)}{K_A}$$

III. Etude préliminaire

(s'approprier, analyser)



1. Montrer que seul un couple acide faible/base faible peut avoir une constante d'acidité définie.

IV. Etude de quelques acides

5 solutions ont été préparées au laboratoire à partir de 5 acides différents :

- x Chlorure d'hydrogène : $\text{HCl}_{(g)}$
- x Sulfate d'hydrogène : $\text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$
- x Acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$
- x Acide méthanoïque : $\text{HCOOH}_{(l)}$
- x Chlorure d'ammonium : $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$

Ces 5 solutions ont une concentration molaire en soluté apporté $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

IV.1. Manipulations

(réaliser)



- Etalonner correctement le pH-mètre à l'aide des solutions tampon disponibles.
- Mesurer le pH des 5 solutions acides proposées et noter vos résultats obtenus.



Pensez à évaluer pour chaque mesure l'incertitude élargie qui lui est liée...



Fiche méthode : Evaluer une incertitude de mesure

Appel du professeur

IV.2. Exploitation des résultats

(analyser, valider)



- Déterminer pour chaque solution s'il s'agit d'une solution d'acide fort ou d'une solution d'acide faible.
- Pour chaque solution d'acide faible, déterminer le pK_A du couple correspondant sans oublier de préciser son incertitude élargie et son niveau de confiance.
- Comparer vos résultats au tableau du **Doc.2**. Commenter.
- Comment varie la force d'un acide en fonction de la valeur du pK_A de son couple ?

Appel du professeur

V. Réaction acide fort – base forte



Pour l'ensemble des manipulations suivantes, observez les pictogrammes des espèces chimiques utilisées et organisez vous en conséquence...

V.1. Manipulations



- Prélever dans 2 béchers à l'aide d'une éprouvette graduée environ 20 mL d'une solution d'acide chlorhydrique à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ et 20 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Noter la température de chacune de ces solutions.
- Verser le contenu d'un des deux béchers dans l'autre et noter la température du mélange.
- Refaire la même expérience avec des solutions à $5,0 \text{ mol.L}^{-1}$ et noter vos résultats obtenus.

Appel du professeur

V.2. Exploitation des résultats



- Interpréter les résultats précédents.