

TSPÉ	FORCE DES ACIDES	TP
------	------------------	----

On va comparer dans ce TP la « force » de différents acides dans l'eau.

Solution d'acide sulfamique	Solution d'acide chlorhydrique	Solution d'acide éthanoïque	Solution de chlorure d'ammonium
Préparer par dissolution 100 mL de solution aqueuse avec 0,97 g d'acide sulfamique $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}_{(\text{s})}$, puis diluer la solution au dixième.	Solution aqueuse obtenue par dissolution dans l'eau du chlorure d'hydrogène $\text{HCl}_{(\text{g})}$	Solution aqueuse obtenue par dissolution dans l'eau de l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{l})}$	Solution aqueuse obtenue par dissolution dans l'eau du chlorure d'ammonium $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{s})}$ puis réaction entre $\text{NH}_4^{+}_{(\text{aq})}$ et l'eau.
Concentration apportée en acide sulfamique : $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Concentration apportée en chlorure d'hydrogène HCl : $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Concentration apportée en acide éthanoïque : $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Concentration apportée en ion ammonium NH_4^{+} : $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$


 Préparer la solution d'acide sulfamique avec le matériel à disposition.

- Vérifier la concentration apportée C en acide sulfamique.

Donnée : $M = 97,0 \text{ g.mol}^{-1}$

 Étalonner le pH-mètre avec les solutions de tampon $\text{pH} = 7$ et $\text{pH} = 4$.

	Solution d'acide sulfamique	Solution d'acide chlorhydrique	Solution d'acide éthanoïque	Solution de chlorure d'ammonium
pH				

 Mesurer le pH des 4 solutions :

- Établir la relation entre pH et C pour un acide fort.
- Des 4 acides testés, lesquels peuvent-ils être qualifiés de fort ?
On considèrera que l'incertitude-type sur les pH est : $u(\text{pH}) = 0,05$.

- Montrer que la constante d'acidité peut s'exprimer comme :

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c^0 (C - [\text{H}_3\text{O}^+])}$$

- Montrer que le taux d'avancement de la réaction entre l'acide faible et l'eau peut s'exprimer comme :

$$\tau = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$$

- Pour chacun des acides identifiés comme faibles :
 - indiquer le couple acide-base auquel il appartient ;
 - déterminer la valeur du taux d'avancement τ de sa réaction avec l'eau ;
 - déterminer la valeur de la constante d'acidité K_A puis celle du $\text{p}K_A$.
- Conclure quant au lien entre la force d'un acide et les grandeurs calculées.