

TS	Chimie	Tout sur les acides et les bases	Exercice résolu
----	--------	----------------------------------	-----------------

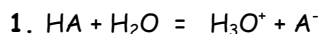
## - Enoncé -

*Remarques :*

- les 6 questions sont indépendantes,
- toutes les réponses seront justifiées,
- la température est considérée égale à 25°C,
- un acide ou une base sont dits « forts » s'ils réagissent totalement avec l'eau... dans le cas contraire, ils sont dits « faibles »

1. Ecrivez l'équation modélisant la réaction entre un acide HA et l'eau.
2. Le pH d'une solution aqueuse d'un acide HA de concentration en soluté apporté  $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  est de 4,0. Cet acide est-il fort ou faible ? Si l'acide est faible, quel est le taux d'avancement final de sa réaction avec l'eau ?
3. Le pH ( $\text{pH}_1$ ) d'une solution d'acide faible ( $\text{HA}_1$ ) de concentration  $C$  en soluté apporté est-il plus grand ou plus petit que le pH ( $\text{pH}_2$ ) d'une autre solution d'un acide plus faible ( $\text{HA}_2$ ) de même concentration ?
4. Le pH d'une solution aqueuse de méthylamine  $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$  de concentration  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  en soluté apporté est de 11,3. La méthylamine est-elle un acide fort, un acide faible, une base forte ou une base faible ?
5. On réalise le dosage d'acide chlorhydrique de concentration inconnue  $C_A$  par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_B = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  en soluté apporté. Pour cela, on prélève un volume  $V_A = 20,0 \text{ mL}$  de solution acide que l'on place dans un bécher. On verse la solution d'hydroxyde de sodium dans une burette graduée. On mesure le pH de la solution contenue dans le bécher après chaque ajout de solution d'hydroxyde de sodium.
  - a) Ecrivez l'équation modélisant la réaction de dosage. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?
  - b) Si on utilisait une solution d'hydroxyde de potassium à la place de la solution d'hydroxyde de sodium, cela changerait-il l'équation de la réaction de dosage. Pourquoi ?
  - c) Donnez le nom d'une méthode graphique utilisée pour déterminer les coordonnées du point d'équivalence ?
  - d) Énoncez la condition d'équivalence.
  - e) À l'équivalence, faites l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes dans le bécher. Déduisez-en le nom de la solution. Pourquoi son pH est-il égal à 7 ?
  - f) En supposant que le travail réalisé à la question c) permette d'affirmer que l'équivalence est obtenue pour un volume de soude versé égal à  $V_{\text{B}_E} = 12,0 \text{ mL}$ , calculez la concentration  $C_A$  en soluté apporté de la solution acide.
  - g) Si on rajoute 10 mL d'eau dans le bécher avant le dosage (répondez par VRAI ou FAUX en justifiant) :
    - le volume  $V_{\text{B}_E}$  va changer,
    - le saut de pH sera plus petit.

- Corrigé -



2. Si l'acide est faible, sa réaction avec l'eau n'est pas totale :  $[H_3O^+]_f < C \Rightarrow pH > -\log C$

Or  $pH = 4$  et  $-\log C = -\log 1,0 \times 10^{-3} = 3$

Donc  $pH > -\log C$  : HA est un acide faible.

$$\tau = \frac{[H_3O^+]_f}{C} = \frac{10^{-pH}}{C} \Rightarrow \tau = \frac{10^{-4}}{1,0 \times 10^{-3}} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ soit } 10\%$$

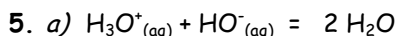
3. Si l'acide  $HA_1$  est plus fort que l'acide  $HA_2$ , pour une même concentration  $C$  en soluté apporté,  $HA_1$  libère plus d'ions oxonium que  $HA_2$  :  $[H_3O^+]_1 > [H_3O^+]_2 \Rightarrow pH_1 < pH_2$

4. La méthylamine est une base car son pH est supérieur à 7,0. Si cette base est faible, sa réaction avec l'eau d'équation :  $CH_3 - NH_2 + H_2O = CH_3 - NH_3^+ + HO^-$ , n'est pas totale.

$n(HO^-)_f < n(CH_3 - NH_2)_0 \Rightarrow [HO^-]_f < C \Rightarrow pH < pK_e + \log C$  soit  $pH < 14,0 + \log C$

$\Rightarrow pH < 14 + \log 1,0 \times 10^{-2}$  soit  $pH < 12,0$ .

Ici  $pH = 11,3 < 12$  : la méthylamine est une base faible.



Cette réaction est totale, unique et instantanée.

b) Les ions potassium étant indifférents (comme les ions sodium), la réaction serait la même.

c) Méthode des tangentes et méthode de la dérivée.

d) A l'équivalence, tous les ions hydroxyde apportés par la solution de base ont réagi avec les ions oxonium initialement présents dans la solution d'acide.

e) A l'équivalence, hormis le solvant et les ions hydroxyde et oxonium issus de son autoprotolyse, les espèces majoritaires sont les ions sodium (apportés par la solution de base) et les ions chlorure (apportés par la solution d'acide). On est donc alors en présence d'une solution de chlorure de sodium (eau salée) de formule  $Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$  et de pH égal à 7,0.

f) A l'équivalence :  $n(HO^-)_E = n(H_3O^+)_0 \Rightarrow C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{B_E}$  et  $C_A = \frac{C_B \cdot V_{B_E}}{V_A}$

$$\text{Soit : } C_A = \frac{2,0 \times 10^{-2} \times 12}{20} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

g) Le volume  $V_{B_E}$  va changer : FAUX car les quantités d'acide et de base introduites restent les mêmes.

Le saut de pH sera plus petit : VRAI car les solutions sont plus diluées.