

## Exercice n° 1

Ecrire les demi-équations protoniques des couples acide-bases suivants, puis les équations de réaction entre l'acide la base indiquée :

Remarque : Pour tous les acides forts, qui font une réaction totale avec l'eau le couple associé est  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ . Et pour toutes les bases fortes, le couple associé est  $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ . On ne demande pas d'équations de mises en solution dans cet exercice.

1. Réaction entre l'acide phosphorique ( $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ) et la soude (couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ ).
2. Réaction entre l'acide Chlorhydrique (couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ ) et l'ion hypochlorite  $\text{HClO} / \text{ClO}^-$ .
3. Réaction entre l'acide benzoïque ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/ \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ ) et la soude (couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ ).
4. Réaction entre l'ammoniac, base du couple ( $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ) et l'acide sulfurique (couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ ).

## Corrigé

## Exercice n°2

On donne ci-contre l'étiquette d'un flacon d'acide Chlorhydrique. Le volume de solution est  $V = 1.00$  L

La teneur exprime le pourcentage massique d'acide dans la solution.

On admettra qu'on est à la teneur minimum, celle qui est indiquée.

« d » représente la densité de la solution, il s'agit de la même valeur que celle de la masse volumique de la solution en  $\text{Kg.L}^{-1}$ .

M représente la masse molaire de l'acide Chlorhydrique.

On donne  $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $M_{\text{Cl}} = 35.5 \text{ g.mol}^{-1}$

ACIDE CHLORHYDRIQUE  
HCl



Teneur minimum : 34 %  
d: 1,17  
M : 36,47  
Environ 11M

R : 34-37 - S : 2-26

1. Déterminer la masse d'un volume  $V = 1.00$  L de solution d'acide chlorhydrique.
2. En déduire la masse d'acide chlorhydrique présente dans la solution.
3. Calculer la concentration molaire d'acide chlorhydrique dans cette solution.
4. Que signifie le pictogramme de sécurité ? Quelles sont les précautions à prendre pour manipuler ce produit ?
5. On souhaite diluer cent fois (ou diluer au centième) cette solution. Décrire la manipulation à effectuer en indiquant bien le matériel que vous utilisez. Quelle sera la nouvelle concentration ?

## Corrigé

### Exercice n°3

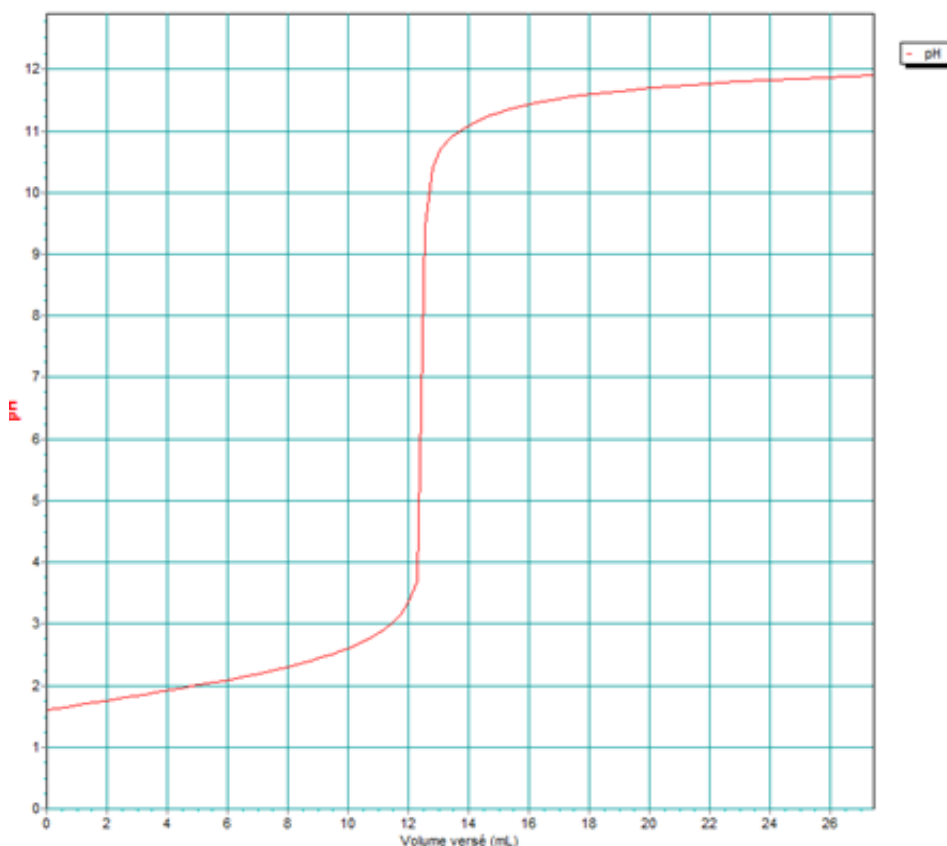
L'acide Chlorhydrique HCl est un acide fort, il réagit totalement avec l'eau pour former des ions oxonium et des ions chlorures ( $\text{Cl}^-$ ). La soude NaOH est une base forte. Pour les mises en solution des espèces fortes il n'est pas nécessaire d'employer la règle du gamma.

1. Ecrire la mise en solution de l'acide Chlorhydrique. Est-elle totale ou limitée, souligner l'espèce prépondérante obtenue. A quel couple acide/base appartient-elle ?
2. Ecrire la mise en solution de la soude. A quel couple appartient l'espèce prépondérante ?

On dose un volume  $E = 10.0$  ml d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_0$  par une solution de soude de concentration

$$C_1 = 0.0200 \text{ mol.L}^{-1}.$$

Il s'agit d'un dosage avec suivi pH-métrique, on obtient la courbe suivante :



3. Etablir l'équation de réaction de dosage à l'aide de la règle du gamma. Faire un tableau d'avancement.
4. Définir l'équivalence.
5. Etablir l'expression de la concentration cherchée  $C_0$ .
6. Déterminer graphiquement le volume équivalent.
7. Calculer  $C_0$ .
8. Faire un schéma du montage.

[Corrigé](#)

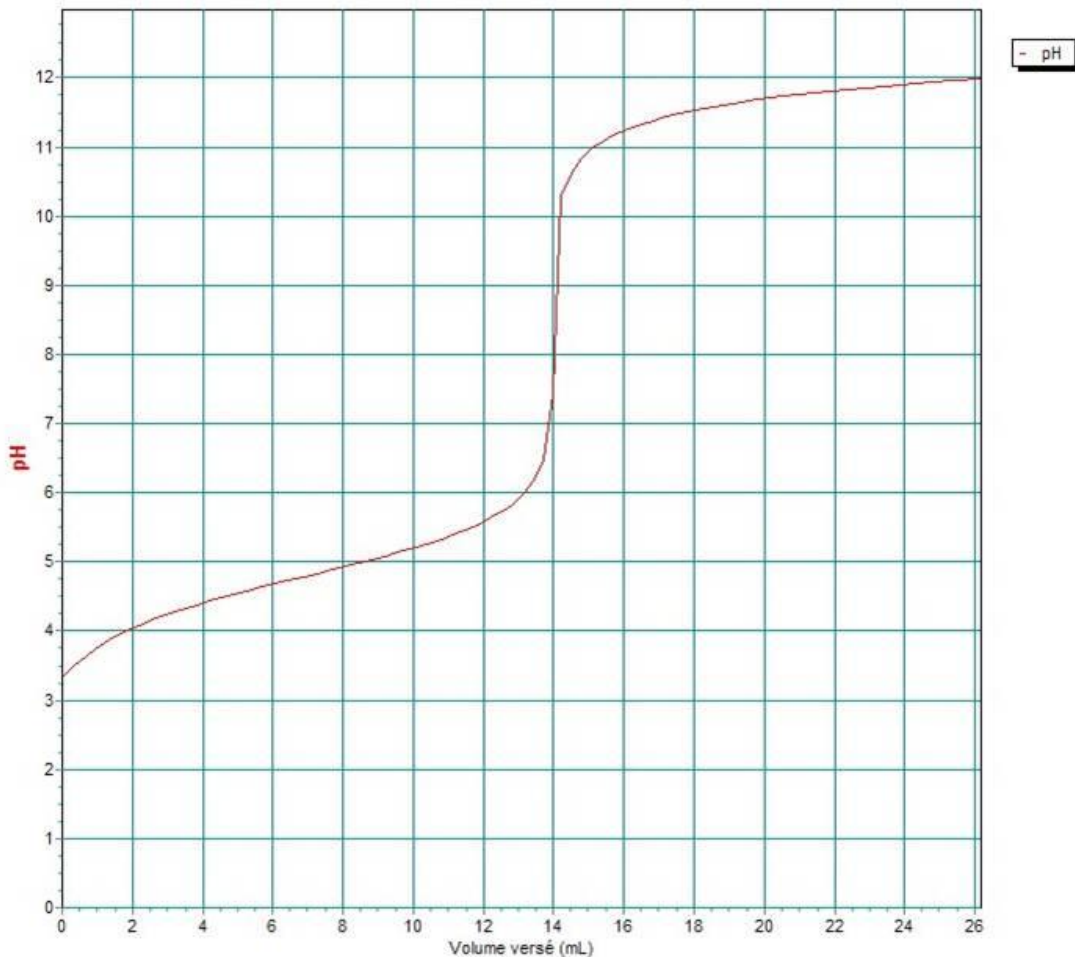
## Exercice n°4

On dose au pHmètre 100 mL d'une solution d'acide éthanóique par de l'hydroxyde de sodium de concentration molaire égale à  $0.10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1- Quelles électrodes faut-il utiliser pour ce dosage ?
- 2- Déterminer sur la courbe le pH et le volume de soude au point équivalent.
- 3- Ecrire les mises en solutions des réactifs.
- 4- En déduire l'équation de réaction et la concentration initiale  $C_0$  d'acide éthanóique.
- 5- Quelle constante caractéristique peut-on déduire à la demi-équivalence ?
- 6- Quel indicateur coloré conviendrait pour repérer l'équivalence de ce dosage ?

Indicateur	couleur	pH	pH	couleur
Phénolphtaléine	incolore	8.2	9.8	Rouge-violet
Rouge de méthyl	rouge	4.4	6.2	Jaune -orange
BBT	jaune	6.0	7.6	bleu

Courbe de dosage :



[Corrigé](#)

## Exercice n°5

On dose 20 cm<sup>3</sup> d'une solution d'acide propanoïque (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COOH/C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COO<sup>-</sup> ; acide faible) de concentration Ca = 1.0 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup> par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration Cb et, à l'aide d'un pH-mètre, on suit l'évolution du pH. On obtient le tableau suivant :

Vb (cm <sup>3</sup> )	0	1	2	3	4	5	6	7	8	
pH	2.85	3.8	4.2	4.4	4.6	4.7	4.8	4.9	5.1	
Vb (cm <sup>3</sup> )	9	9.5	9.8	10	10.2	10.5	10.8	11	12	13
pH	5.4	5.9	7	8.75	10.5	11.4	11.8	12	12.4	12.6

- 1- Ecrire les équations de mise en solution.
- 2- Ecrire l'équation de réaction de dosage.
- 3- Tracer la courbe pH=f(Vb).
- 4- Déterminer graphiquement les coordonnées du point équivalent et la valeur du pKa du couple C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COOH/C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COO<sup>-</sup>.
- 5- Déterminer la valeur de la concentration de la solution d'hydroxyde de sodium Cb.
- 6- Parmi les indicateurs colorés suivants, lequel pourrait-on choisir pour repérer l'équivalence ?

Indicateur	couleur	pH	pH	couleur
Phénolphtaléine	incolore	8.2	9.8	Rouge-violet
Rouge de méthyl	rouge	4.4	6.2	Jaune -orange
BBT	jaune	6.0	7.6	bleu

- 7- Comparer la force de cet acide à celle de l'acide méthanoïque sachant que le pKa de HCOOH/HCOO<sup>-</sup> est 3.8.

## Corrigé

## Exercice n°6

On considère une solution aqueuse d'hydrogénosulfate de sodium, NaHSO<sub>4</sub> de concentration 0.01 mol/L.

Ce composé est totalement ionisé en solution aqueuse en ions Na<sup>+</sup> et HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

L'ion hydrogénosulfate se comporte dans l'eau comme un monoacide faible.

- a- Ecrire l'équation bilan de mise en solution de cet ion dans l'eau. Identifier les couples acido-basiques en présence. Donner l'expression du Ka de cet ion.
- b- A l'aide du tableau d'avancement, établir l'expression littérale de la concentration de toutes les espèces chimiques présentes en solution.
- c- Le pH mesuré de cette solution est égal à 2.2. En déduire les valeurs des concentrations de toutes les espèces chimiques présentes en solution. Calculer la constante d'acidité Ka de l'ion HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>. En déduire son pKa.
- d- Est-ce un acide plus fort que l'acide éthanoïque dont le pKa est égal à 4.75 à la même température.

## Corrigé

## Exercice n°7

1. Une solution de méthylamine  $\text{CH}_3\text{-NH}_2$  de concentration molaire  $C_b = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$  a un  $\text{pH}=12$ .
  - a- Ecrire l'équation de la réaction de l'éthylamine avec l'eau.
  - b- Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques en solution.
  - c- Calculer la constante d'acidité  $K_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$  et son  $\text{p}K_a$ .
  - d- Le  $\text{p}K_a$  du couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  vaut 9.2. La méthylamine est-elle une base plus faible ou plus forte que l'ammoniaque ?
2. On mélange 10 mL de solution de méthylamine de concentration  $C_b = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$  à un volume  $V_a$  d'acide chlorhydrique de concentration molaire égale à  $0.1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - a- Ecrire l'équation bilan de la réaction.
  - b- Quel est le volume  $V_a$  nécessaire pour réaliser une solution tampon dont le  $\text{pH}$  est égal au  $\text{p}K_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$  ?
  - c- Quelles sont les propriétés des solutions tampons ?

On suppose que les mélanges se font sans variations de volume.

[Corrigé](#)