



### Exercice 1

- 1) définir un acide au sens de Bronsted. Donner un exemple
- 2) définir une base au sens de Bronsted. Donner un exemple
- 3) Pourquoi dit on que l'eau est un ampholyte ?

### Exercice 2

L'acide phosphorique a pour formule  $H_3PO_4$ . C'est un antioxydant de code E338. Il est présent dans coca-cola.

- 1) Par perte d'un premier proton  $H^+$ , l'acide phosphorique se transforme en ion dihydrogénophosphate.
- a) Quelle est la formule de cet ion ?
- b) Ecrire la demi-équation acido-basique associée à ce couple.
- 2) A son tour, l'ion dihydrogénophosphate peut perdre un proton et se transformer en ion hydrogénophosphate.
- a) Quelle est la formule de cet ion ?
- b) Ecrire la demi-équation acido-basique associée à ce couple.
- 3) Enfin, l'ion hydrogénophosphate peut perdre un proton et se transformer en ion phosphate.
- a) Quelle est la formule de cet ion ?
- b) Ecrire la demi-équation acido-basique associée à ce couple.
- 4) justifier le mot «L'acide phosphorique est triacide».
- 5) Parmi toutes les espèces obtenues successivement dans les questions précédentes, y a-t-il des espèces ampholytes ? Justifier.

### Exercice 3

Quelques caractéristiques d'indicateur colorés.

Indicateur coloré	Couleur forme acide	Zone de virage	Couleur forme basique
Bleu de bromothymol (BBT)	jaune	$6 < pH < 7,6$	Bleu
Hélianthine	rouge	$3,1 < pH < 4,4$	Jaune
Phénolphthaleïne	incolore	$8,2 < pH < 10$	Rouge-violacé

- 1) Quel est l'indicateur qui convient le mieux pour mesurer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique très concentrée ( $pH=2$ )?
- 2) Même question pour une solution de soude très concentrée. ( $pH=12$ )
- 3) Même question pour l'eau du robinet ( $pH=7$ ).

### Exercice 4

On mélange un volume  $V_1 = 25,0 \text{ mL}$  d'une solution d'acide acétique  $CH_3CO_2H_{(aq)}$  à  $C_1 = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et un volume  $V_2 = 75,0 \text{ mL}$  d'une solution de borate de sodium  $Na^+_{(aq)} + BO_2^-_{(aq)}$  à  $C_2 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1) L'ion borate est une base. Ecrire la demi-équation acido-basique correspondante.
- 2) Calculer les quantités initiales d'acide éthanoïque et d'ions borate présents dans le mélange.
- La réaction qui se produit lors du mélange a pour équation :  $CH_3CO_2H_{(aq)} + BO_2^-_{(aq)} \rightarrow CH_3CO_2^-_{(aq)} + HBO_2_{(aq)}$
- 3) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la composition finale en quantités, puis en concentration du mélange.

### Exercice 5

Une poudre utilisée pour l'entretien des eaux de piscine contient, de l'hydrogénosulfate de sodium de formule  $NaHSO_4$ . Donnée :  $M(NaHSO_4) = 120 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1) L'ion hydrogénosulfate, présent dans la poudre, se comporte comme un acide. Écrivez le couple acide-base auquel il appartient et sa demi-équation de couple. Justifiez.
- 2) Vous dissdez 2,50g de cette poudre dans  $V=100\text{mL}$  d'eau. Écrivez l'équation de dissolution de l'hydrogénosulfate de sodium.
- 3) Vous faites réagir les ions hydrogénosulfate de la solution obtenue avec des ions hydroxyde. Les conditions de la transformation chimique sont stoechiométriques lorsque vous avez versé  $V_b = 18,0\text{mL}$  d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_b = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- 3-1) Écrivez le deuxième couple acide-base intervenant dans cette réaction et sa demi-équation de couple.
- 3-2) Ecrivez les deux demi-équations de réaction et l'équation-bilan de la réaction.
- 3-3) Exprimez et calculez l'avancement maximal de la réaction.
- 3-4) Exprimez et calculez la concentration en ions sulfate.
- 3-5) Calculez la masse d'hydrogénosulfate de sodium qui était présente dans les 2,50 g de poudre.