

 <p>Chimie</p>	<p>Niveau : 1^{ère} BAC Physique Chimie</p>	<p>serie d'exercices Les réactions acido-basique</p>	<p>Année scolaire -----/-----</p>
--	---	--	---------------------------------------

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
Phénolphthaléine	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 $V_1 = 25,0$ 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 $V_2 = 75,0$ 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 : $CH_3CO_2H_{(aq)} + BO_2^-_{(aq)} \rightarrow CH_3CO_2^-_{(aq)} + H_2BO_3_{(aq)}$
- 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 dissolvez 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 $C_b = 1,00.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - 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.