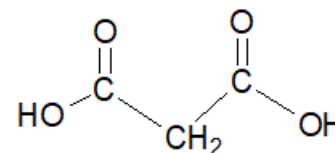


EXERCICES. Le pH : UNE MESURE DE CONCENTRATION

Exercice 1. L'acide malonique

L'acide malonique (formule ci-contre), appelé aussi propanedioïque, se présente sous forme de poudre cristalline blanche soluble dans l'eau.



Donnée : tableau des électronégativités dans le cours

1. Écrire la formule de Lewis de l'acide malonique.
2. Justifier que l'acide malonique est un diacide, c'est-à-dire qu'il peut perdre deux ions H^+ .
3. L'acide malonique est donc à l'origine de deux couples acide/base. Écrire les deux couples en formule de Lewis et y entourer l'espèce amphotère après avoir rappelé sa définition.

Exercice 2. Équations de réactions acido-basiques

Données : couples acide/base dans le cours (couples à connaître)

Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit quand on mélange :

- a) de l'ammoniac et de l'acide chlorhydrique
- b) une solution de chlorure d'ammonium ($NH_4^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$) et une solution de soude.
- c) de l'acide chlorhydrique et une solution de soude

Exercice 3. Correspondance entre pH et $[H_3O^+]$

Compléter le tableau de correspondance entre la valeur du pH et celle de la concentration en ion oxonium :

pH	3,4	5,4		12,2
$[H_3O^+] (mol.L^{-1})$	$4,0 \times 10^{-4}$		$1,0 \times 10^{-3}$	

Exercice 4. Les brûlures d'estomac

Les brûlures d'estomac sont provoquées par le reflux gastro-œsophagien : des remontées d'acide chlorhydrique depuis l'estomac vers l'œsophage. Le bicarbonate de sodium (appelé aussi hydrogénocarbonate de sodium, contenant des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- et des ions sodium) neutralise l'acide chlorhydrique. Le soulagement est immédiat.

Données : couples acide/base mis en jeu :

- H_3O^+/H_2O
 - $CO_2, H_2O/HCO_3^-$ (CO_2, H_2O : écriture d'une molécule de dioxyde de carbone associée à une molécule d'eau et équivalent à une molécule d'acide carbonique H_2CO_3)
1. Écrire l'équation de dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium (solide ionique) dans l'eau.
 2. Rappeler la formule de l'acide chlorhydrique et indiquer l'ion responsable des brûlures.
 3. Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit lorsqu'un patient souffrant de brûlures d'estomac ingère une solution d'hydrogénocarbonate de sodium.
 4. Justifier que les brûlures disparaissent et expliquer l'effet de ballonnement ressenti par le patient.

Exercice 5. Préparation d'acide chlorhydrique à partir d'une solution commerciale

On souhaite préparer, à partir d'acide chlorhydrique commercial (bidon ci-contre), un volume $V_a = 5,000\text{ L}$ d'acide chlorhydrique de concentration molaire en soluté apporté $c_a = 2,5 \times 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.

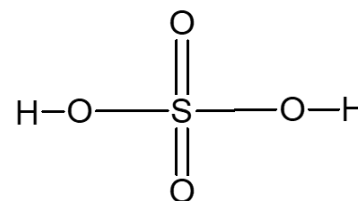


1. Rappeler la formule de l'acide chlorhydrique et celle de son soluté.
2. Déterminer le volume de solution commerciale à introduire dans la fiole de 5,000 L pour préparer la solution souhaitée. Détailler soigneusement les calculs.
3. Sachant que la dissolution du soluté dans l'eau est une réaction acido-basique totale avec l'eau, déterminer la concentration d'ions oxonium dans la solution préparée.
4. On procède à une nouvelle dilution, celle de la solution préparée par un facteur 100. Que vaudrait le pH de cette dernière solution ?

Exercice 6. Préparation d'une solution d'acide sulfurique

Une solution commerciale d'acide sulfurique $H_2SO_{4(l)}$ (formule semi-développée ci-contre) a pour caractéristiques :

« densité : 1,815 ; $M(H_2SO_4) = 98,0\text{ g.mol}^{-1}$; pourcentage massique : 90% ».



Donnée : tableau des électronégativités dans le cours

1. Écrire la formule de Lewis de l'acide sulfurique sachant que le soufre est une exception qui peut former jusqu'à 6 doublets d'électrons en tout.
2. Justifier que l'acide sulfurique est un diacide, c'est-à-dire qu'il peut perdre deux ions H^+ .
3. L'acide sulfurique est donc à l'origine de deux couples acide/base. Écrire les deux couples en formule de Lewis et y entourer l'espèce amphotère après avoir rappelé sa définition.

On prépare une solution S_1 en introduisant un prélèvement de 5,0 mL de solution commerciale dans une fiole jaugée de 1,00 L qu'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On prépare ensuite une solution S_2 en diluant 100 fois la solution S_1 obtenue juste avant.

4. Calculer les concentrations molaires en acide sulfurique des solutions S_1 et S_2 préparées.

La dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau est en fait une réaction acido-basique qui est totale et qui a pour équation : $H_2SO_{4(l)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$

5. Prévoir le pH de la solution S_2 .