

TD 7 : Équilibres acido-basiques

Exercice 1 : pH d'une base forte

Calculer le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium dans l'eau aux concentrations 0,1, 10^{-6} et 10^{-8} mol.L $^{-1}$.

Exercice 2 : pH d'un acide faible

Calculer le pH d'une solution d'acide dichloroacétique dans l'eau à la concentration 10^{-2} mol.L $^{-1}$.

Calculer le pH d'une solution de chlorure d'ammonium aux concentrations 0,1 et 10^{-4} mol.L $^{-1}$.

Données thermodynamiques :

$\text{CHCl}_2\text{COOH}/\text{CHCl}_2\text{COO}^-$ $\text{pK}_1 = 1,30$

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ $\text{pK}_2 = 9,25$

Exercice 3 : pH d'un mélange (1)

Calculer le pH d'une solution aqueuse de $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ à 50 g.L $^{-1}$.

Données thermodynamiques :

$\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$ $\text{pK}_1 = 1,8$

$\text{Al}^{3+}/\text{AlOH}^{2+}$ $\text{pK}_2 = 4,9$

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ $\text{pK}_3 = 9,2$

Exercice 4 : pH d'un mélange (2)

Calculer le pH d'un litre de solution contenant 0,2 mol d'acide fort, 0,3 mol d'hydrogénophosphate de sodium et 0,1 mol d'acide nitreux.

Données thermodynamiques :

$\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{pK}_{a1} = 2,0$

$\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ $\text{pK}_{a2} = 7,2$

$\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$ $\text{pK}_{a3} = 12,0$

$\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$ $\text{pK}_a = 3,3$

Exercice 5 : pH d'une solution d'un comprimé effervescent d'aspirine

L'acide acétylsalicylique ou aspirine est un monoacide. Le but de cet exercice est de calculer le pH d'une solution de 50 mL d'eau dans laquelle a été dissous un comprimé effervescent d'aspirine. Le comprimé contient :

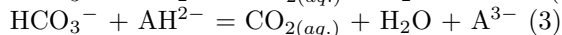
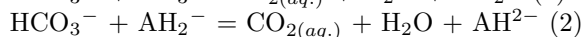
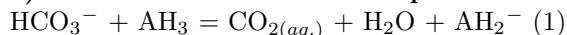
- $5,6 \cdot 10^{-3}$ mol d'acide citrique AH_3

- $2,1 \cdot 10^{-2}$ mol d'hydrogencarbonate de sodium

- une faible quantité d'aspirine

Il se produit un dégagement gazeux et la solution est alors saturée en CO_2 .

a) Calculer les constantes d'équilibres des réactions suivantes :



Sont-elles quantitatives ?

b) Calculer le pH de la solution

On admet qu'il ne dépend pas de la faible quantité d'aspirine.

Quel est le rapport entre les concentrations des formes ionisées et non-ionisées de l'acide acétylsalicylique ?

Données thermodynamiques :

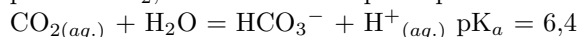
acide citrique :

$\text{AH}_3/\text{AH}_2^-$ $\text{pK}_{a1} = 3,1$

$\text{AH}_2^-/\text{AH}^{2-}$ $\text{pK}_{a2} = 4,8$

$\text{AH}^{2-}/\text{A}^{3-}$ $\text{pK}_{a3} = 6,4$

pour le CO_2 , on ne considère que la première acidité :



pour une solution saturée en CO_2 , on a $[\text{CO}_2(\text{aq.})] = 0,034$ mol.L $^{-1}$

aspirine :

$\text{Ar-OH}/\text{ArO}^-$ $\text{pK} = 3,5$