

## TD n°2 réactions d'échange de protons

### Exercice 1 pH d'une solution aqueuse de base faible

L'ammoniaque est une solution aqueuse d'ammoniac  $\text{NH}_3(\text{aq})$  permettant de nettoyer les tapis, à odeur très caractéristique.

Déterminer le pH d'une solution de concentration apportée en ammoniac égale à  $c = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Donnée :  $\text{pK}_{\text{a}1}(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$

On dilue cette solution par 10. Le raisonnement simpliste affirmant que la concentration  $h$  en ions hydroxyde est alors divisée par 10, c'est-à-dire le pH augmente d'une unité, est-il valide ? Justifier par le nouveau calcul de pH.

### Exercice 2 Mélanges

Déterminer le pH d'un litre de solution obtenue en dissolvant la quantité nécessaire d'eau distillée :

a) 0,20 mol d'acide chlorhydrique, 0,15 mol d'acétate de sodium  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}(\text{s})$ , 0,10 mol de potasse KOH et 0,10 mol d'acide chloroacétique  $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$  ;

b) 0,15 mol d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 0,20 mol de phosphate de sodium  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  et 0,10 mol de soude NaOH.

Données :  $\text{pK}_{\text{A}}(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,75$  ;  $\text{pK}_{\text{A}}(\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}/\text{CH}_2\text{ClCO}_2^-) = 2,9$  ;  $\text{pK}_{\text{A}}(\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}) = 1,9$  ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$  est un triacide de  $\text{pK}_{\text{A}1} = 2,15$  ,  $\text{pK}_{\text{A}2} = 7,2$ ,  $\text{pK}_{\text{A}3} = 12,1$ . On rappelle que la première acidité de l'acide sulfurique est forte.

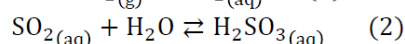
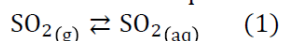
### Exercice 3 Pluie acide

L'eau de pluie est naturellement acide (pH voisin de 6), en raison du dioxyde de carbone qu'elle dissout. Cette acidification est très nettement augmentée dans les zones à forte activité industrielle. La pollution par les oxydes de soufre constitue l'une des hypothèses avancées pour expliquer ce phénomène.

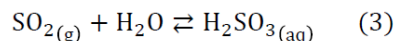
Pour modéliser l'effet de  $\text{SO}_2$  sur l'acidité de l'eau, on place de l'eau initialement pure dans un récipient à l'intérieur duquel est maintenue une pression constante de dioxyde de soufre gazeux égale à  $8,0 \cdot 10^{-8} \text{ bar}$ .

$\text{SO}_2$  sera considéré comme un gaz parfait. La température est de  $\theta = 25^\circ\text{C}$ .

Le dioxyde de soufre se dissout et s'hydrate selon les équilibres suivants :



Pour la commodité des calculs, on considère comme négligeable la concentration de  $\text{SO}_{2(\text{aq})}$ , les équations (1) et (2) sont alors regroupées et l'équation (3) résultante est caractérisée par sa constante thermodynamique  $K_3 = 1,25$  :



- 1) Montrer que la concentration en  $\text{H}_2\text{SO}_3$  est maintenue constante dans ces conditions et déterminer la. (réponse  $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ ). Mettre ainsi en évidence le côté astucieux du choix du protocole.
- 2) Tracer le diagramme de prédominance des espèces acido-basiques du soufre intervenant dans la solution aqueuse. Les deux  $\text{pK}_{\text{A}}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_3$  sont  $\text{pK}_1 = 1,8$  et  $\text{pK}_2 = 7,2$
- 3) La solution à l'équilibre est plus acide que l'eau de pluie naturelle. Déterminer le pH de la solution aqueuse et justifier ainsi le titre de l'exercice.