

TD n°1
AQ1 – LES RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES

Exercice AQ1-1 (*) : Le chou rouge, un indicateur coloré naturel

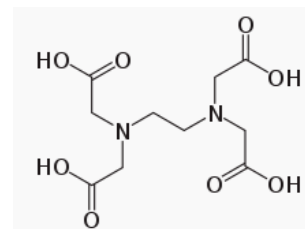
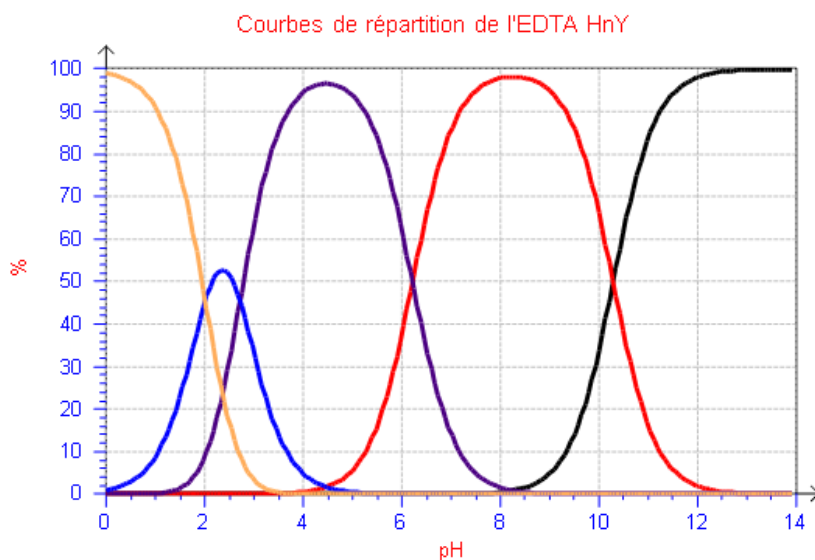
Le chou rouge est une variété de chou aux propriétés culinaires et chimiques variées.

- Quand on lave à l'eau du robinet un chou rouge, l'eau de lavage se colore en bleu.
- Le chou rouge coupé, placé dans un saladier, colore en rouge la vinaigrette.
- L'eau de vaisselle additionnée d'un produit de lavage se teinte en vert quand on nettoie les assiettes ayant contenu du chou rouge.
- Par ajout de chou rouge coupé dans un détartrant (soude par exemple), on obtient une solution de couleur jaune.

Déduire qualitativement de ces observations le domaine de prédominance des espèces colorées présentes dans le du chou rouge en portant la couleur de la solution suivant le pH.

Exercice AQ1-2 (*) : Courbes de distribution de l'EDTA

L'EDTA est un polyacide noté H_nY .



La molécule d'EDTA

1. À l'aide du diagramme de distribution, déterminer le nombre d'acidité n de l'EDTA (H_nY).
2. Retrouver ce nombre avec la formule chimique de l'EDTA.
3. Légender les 5 courbes.
4. Déterminer les pK_a de l'EDTA.

Exercice AQ1-3 (**): Composition d'une solution

On dissout 1,06 g de carbonate de sodium solide Na_2CO_3 ($M = 106 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) dans 100 mL d'une solution tampon de pH 8,0.

Na_2CO_3 se dissout totalement selon la réaction de dissolution : $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$.

1. Tracer le diagramme de prédominance du système $\text{CO}_2 / \text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$.
2. Déterminer la composition de la solution (c'est à dire la concentration des espèces quantitativement présentes).
3. Déterminer les concentrations des espèces présentes à l'état de traces.
4. Mêmes questions avec une solution tampon de pH égal à 10,0.

Données :

$\text{pK}_a(\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-) = 6,3$; $\text{pK}_a(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,3$

Exercice AQ1-4(*) : Diagramme de distribution d'un diacide – Simulation Python

Soit un diacide noté H_2A (pK_{a1} et pK_{a2}).

On note c la concentration totale en diacide : $c = [\text{H}_2\text{A}] + [\text{HA}^-] + [\text{A}^{2-}]$.

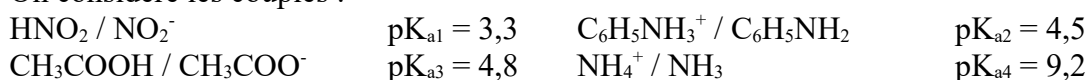
1. Donner les deux relations entre les K_a et les concentrations.
2. En déduire le pourcentage de présence de chaque espèce.
3. Compléter les lignes 13, 14, 15 et 16 du programme suivant :

```
01 # Courbes de distribution
02 # diacides faibles
03
04 import numpy as np
05 import matplotlib.pyplot as plt
06
07 pKa1 = 6.2
08 pKa2 = 10.3
09 Ka1 = 10**(-pKa1)
10 Ka2 = 10**(-pKa2)
11
12 PH = np.linspace(0, 14, 100)
13 H =
14 A =
15 B =
16 C =
17
```

```
18 plt.plot(PH,A,color="blue",linewidth=2,label="H2A")
19 plt.plot(PH,B,color="red",linewidth=2,label="HA-")
20 plt.plot(PH,C,color="green",linewidth=2,label="A2-")
21 plt.xlabel("pH")
22 plt.ylabel("%")
23 plt.title("Courbe de distribution d'un diacide faible\npKa1 =
"+str(pKa1)+" pKa2 = "+str(pKa2))
24 plt.legend(loc="center right")
25 plt.grid(True)
26 plt.show()
```

Exercice AQ1-5 (*) : Prévisions de réactions acido-basiques

On considère les couples :



1. Tracer une échelle verticale des pK_a .
2. Écrire les équations bilans des réactions suivantes, déterminer numériquement leur constante d'équilibre K° et conclure qualitativement quant à l'avancement des réactions :
 - acide nitrique HNO_2 avec ammoniacque NH_3 ;
 - aniline $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ avec ion ammonium NH_4^+ ;
 - acide acétique CH_3COOH avec aniline $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$.

Exercice AQ1-6 (**): Détermination d'un état final

À l'aide de la méthode de la réaction prépondérante, déterminer la concentration des espèces quantitativement présentes à l'état final quand on mélange : 0,10 mol de NaOH, 0,10 mol de NH_4Cl et 0,10 mol de H_2S dans 1 L d'eau.

Données :

NaOH et NH_4Cl sont totalement dissociés en Na^+ ; OH^- d'une part et NH_4^+ ; Cl^- d'autre part.
 $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$; $\text{pK}_a(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = 7,0$; $\text{pK}_a(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 13,0$

Exercice AQ1-7 (**): pH d'une solution d'amphotère

On réalise une solution contenant 0,10 mol de NaHS dans 100 mL d'eau.

1. Écrire le bilan de la réaction prépondérante et calculer la valeur de sa constante thermodynamique.
2. Donner l'expression en fonction des concentrations des espèces des deux constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2} .
3. Démontrer que $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_{a1} + \text{pK}_{a2})$.

Données :

$\text{pK}_{a1}(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = 7,0$; $\text{pK}_{a2}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 13,0$

Exercice AQ1-8 (*) : Réalisation de solutions

On souhaite préparer une solution de pH égal à 9,0 de trois manières différentes :

- solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ ; OH^-) à la concentration $c_1 \text{ mol.L}^{-1}$;
- solution d'une base faible noté B (couple BH^+/B pK_a à déterminer) à la concentration $c_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$;
- solution de NH_4^+ à $c_3 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ et de NH_3 à $c_4 \text{ mol.L}^{-1}$ ($\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$).

Déterminer c_1 , $\text{pK}_a(\text{BH}^+/\text{B})$ et c_4 .

Exercice AQ1-9 (**): Préparation d'une solution tampon

On dispose d'une solution d'acide éthanoïque CH_3COOH à $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$, d'une solution de potasse (K^+ ; OH^-) à $2,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'eau distillée.

Comment préparer 5 L d'une solution tampon de pH égal à 4,5 et de concentration $0,30 \text{ mol.L}^{-1}$?

Données :

$$\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$$

Exercice AQ1-10 (**): Pouvoir tampon

1. On veut préparer 1,0 L de solution tampon de $\text{pH} = 4,8$. On dispose d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une solution d'éthanoate de sodium également à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$. Indiquer comment préparer cette solution tampon.
2. A 1,0 L de la solution tampon précédente, on rajoute 1,0 mL de solution de soude de même concentration $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer les nouvelles concentrations après l'ajout. En déduire le pH de la solution après l'ajout.
3. Comparer à la variation de pH obtenue en ajoutant la même quantité d'ions hydroxyde à 1,0 L d'eau pure.

Données :

$$\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8.$$