

Activité S2 A.2 : Études quantitatives

activité S2 A.2.1. Calcul de la composition et du pH de solutions acides

1°) On étudie une solution d'acide chlorhydrique HCl à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$; c'est un acide FORT.

- a°) Pourquoi la réaction de HCl avec H_2O est-elle totale ?
- b°) En déduire son équation de réaction et l'écriture de son tableau d'avancement.
- c°) Déterminer numériquement l'avancement volumique de la réaction.
- d°) Calculer le pH de cette solution. Que peut-on en conclure ?

2°) On étudie une solution d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$;
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ est un acide faible de $\text{pK}_a = 4,8$.

- a°) Pourquoi la réaction de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ avec H_2O est-elle équilibrée ?
- b°) En déduire son équation de réaction, sa constante d'équilibre K° et l'écriture de son tableau d'avancement.
- c°) Déterminer numériquement l'avancement volumique de la réaction.
- d°) Calculer le pH de cette solution. Que peut-on en conclure ? Comparer avec le résultat du 1°).

activité S2 A.2.2. Calcul de la composition et du pH de solutions basiques

1°) On étudie une solution de soude NaOH à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$;
NaOH est un composé ionique TOTALEMENT soluble.

- a°) Comment s'appelle la réaction de NaOH dans l'eau ?
- b°) En déduire son équation de réaction et l'écriture de son tableau d'avancement.
- c°) Déterminer numériquement l'avancement volumique de la réaction.
- d°) Comment peut-on calculer la concentration des ions H_3O^+ dans la solution.
- e°) Calculer le pH de cette solution. Que peut-on en conclure ?

2°) On étudie une solution d'éthanoate de sodium $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$;
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ est un composé ionique TOTALEMENT soluble, l'ion éthanoate est une base faible et le pK_a de son acide conjugué (acide éthanoïque) est 4,8.

- a°) Quelle est la première réaction de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ dans l'eau ?
- b°) En déduire son équation de réaction et l'écriture de son tableau d'avancement.
- c°) Déterminer numériquement l'avancement volumique de la réaction.
- d°) Quelle est la seconde réaction que l'on peut considérer ? En déduire son équation de réaction, sa constante d'équilibre K° et l'écriture de son tableau d'avancement.
- e°) Déterminer numériquement l'avancement volumique de la seconde réaction.
- f°) Calculer le pH de cette solution. Que peut-on en conclure ? Comparer avec le résultat du 1°).

Données pour les questions de la page ci-contre :

$$\mu(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ kg.L}^{-1} ;$$

$$M(\text{H}) = 1,01 \text{ g.mol}^{-1} ; M(\text{O}) = 16,00 \text{ g.mol}^{-1} \text{ et } M(\text{S}) = 32,06 \text{ g.mol}^{-1}.$$

$$\text{pK}_a(\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-) < 0 \quad \text{et } \text{pK}_a(\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}) = 2,0 ;$$

$$\text{pK}_a(\text{SO}_2 / \text{HSO}_3^-) = 1,8 \quad \text{et } \text{pK}_a(\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}) = 7,2 ;$$

$$\text{pK}_a(\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^-) = 7,0 \quad \text{et } \text{pK}_a(\text{HS}^- / \text{S}^{2-}) = 13,0.$$

activité S2 A.2.3. Solutions d'acide

1°) L'acide sulfhydrique H_2S : un acide faible. On prépare $V = 1,00$ L de solution de H_2S de concentration $C_2 = 0,050$ mol.L⁻¹. Quel est le pH de la solution et les concentrations à l'équilibre ?

2°) L'acide sulfurique H_2SO_4 : un diacide « fort – faible »

a°) Comment préparer $V = 5,00$ L de solution de H_2SO_4 de concentration $C_0 = 0,0250$ mol.L⁻¹ à partir d'eau distillée et de la solution commerciale d'acide H_2SO_4 concentrée de densité $d = 1,830$ qui comporte 93,64 % en masse d'acide H_2SO_4 .

b°) Que représente le pKa négatif du couple ($\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-$) ?

c°) Quel est le pH de la solution du a°) et les concentrations à l'équilibre ?

On doit considérer deux réactions successives dans ce cas !

activité S2 A.2.4. Solutions de base

1°) L'ion sulfate SO_4^{2-} : une base faible peu réactive. On prépare $V = 1,00$ L de solution de SO_4^{2-} de concentration $C_0 = 0,250$ mol.L⁻¹. Quel est le pH de la solution et les concentrations à l'équilibre ?

2°) L'ion sulfure S^{2-} : une base faible relativement réactive. On prépare $V = 1,00$ L de solution de S^{2-} de concentration $C_2 = 0,10$ mol.L⁻¹. Quel est le pH de la solution et les concentrations à l'équilibre ?

activité S2 A.2.5. Solutions d'ampholyte (autoprotolyse)

1°) L'ion hydrogénosulfure HS^- réagit par une réaction d'autoprotolyse peu déplacée. Écrire l'équation d'autoprotolyse de cet ampholyte et calculer sa constante d'équilibre.

2°) On prépare $V = 1,00$ L de solution de HS^- de concentration $C_2 = 0,50$ mol.L⁻¹. Quel est le pH de la solution et les concentrations à l'équilibre ?

activité S2 A.2.6. Mélange acido-basique (réaction de dosage)

On mélange :

– une solution d'acide chlorhydrique HCl (acide FORT) de concentration $C_0 = 0,025$ mol.L⁻¹ et de volume $V_0 = 1,00$ L ;

– une solution de soude NaOH (totalement soluble) de concentration $C_1 = 0,050$ mol.L⁻¹ et de volume $V_1 = 1,00$ L.

Quel est le pH de la solution et les concentrations à l'équilibre ?

N'oubliez pas de prendre en compte :

les réactions TOTALES et

la dilution due au mélange des deux volumes !