

FICHE DE TD REACTIONS ACIDE-BASE

EXERCICE 1 :

On prépare 200,0 ml de solution en dissolvant $2,00 \cdot 10^{-2}$ mol de chlorure d'anilinium $C_6H_5NH_3^+ + Cl^-$ et $3,00 \cdot 10^{-2}$ mol de borate de sodium $Na^+ + BO_2^-$.

- 1) Tracer un diagramme de prédominance vertical des espèces acides et basiques des deux couples.
- 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction prépondérante et calculer sa constante d'équilibre.
- 3) Déterminer la composition finale du système en ne considérant que cette réaction. En déduire une valeur approchée du pH de la solution.

Données : $C_6H_5NH_3^+ / C_6H_5NH_2$ $pK_{A1} = 4,50$

HBO_2 / BO_2^- $pK_{A2} = 9,20$

EXERCICE 2 :

Déterminer à 25°C le pH d'une solution aqueuse d'ammoniaque (NH_3). Détailler les hypothèses faites et vérifier leurs validités.

1°) de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$,

2°) de concentration $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$,

3°) Calculer le pH ainsi que la concentration des différentes espèces présentes dans une solution aqueuse d'ammoniaque (NH_3) de concentration introduite $c = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$.

4°) On prélève 50 cm³ de la solution précédente dans lesquels on verse progressivement une solution aqueuse d'acide chlorhydrique (acide fort de formule : $H_3O^+ + Cl^-$) de concentration $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$.

- Ecrire la réaction chimique de dosage.
- Calculer sa constante d'équilibre.
- Quel est le volume à l'équivalence.
- Tracer l'allure de la courbe donnant la variation de pH en fonction du volume V de solution acide ajouté.

Données : $pK_A(NH_4^+ / NH_3) = 9,2$.

EXERCICE 3 :

L'ion HCO_3^- est un ampholyte :

- 1) Quels sont les couples acide/base associés à cette espèce ? Ecrire les équations correspondantes.
- 2) Les pKa de ces couples sont $pK_{A1} = 6,4$ et $pK_{A2} = 10,3$. Tracer le diagramme de prédominance.
- 3) Quelle est la réaction prépondérante lorsqu'on dissout $NaHCO_3$ dans l'eau ? Déduire l'expression du pH de la solution obtenue en fonction des pKa.

EXERCICE 4 :

On dissout dans un litre d'eau 0,4 mol de carbonate de sodium Na_2CO_3 et on y fait passer 0,2 mol de gaz carbonique CO_2 .

- 1) Ecrire l'équation chimique de la réaction prépondérante.

- 2) Calculer la constante de cette réaction sachant que :
 $\text{pK}_{a1}(\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-)=6.4$ et
 $\text{pK}_{a2}(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-})=10.2$
- 3) Calculer le pH de la solution.

EXERCICE 5 :

On mélange dans un litre d'eau, 0,25mol d'acétate de sodium, (CH_3COONa) 0,2mol d'acide acétique et 0,05mol de soude (NaOH).

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

- 1) Quelle est la réaction prépondérante ?
- 2) Quel est le pH de la solution obtenue ?

EXERCICE 6 :

H_2S est un diacide caractérisé par $\text{pK}_{a1}(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-)=7$, et $\text{pK}_{a2}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-})=13$;

- 1) Ecrire les équations bilan correspondant aux deux réactions chimiques qui ont lieu lorsqu'on dissout du gaz H_2S dans l'eau.
- 2) Définir et tracer les domaines de prédominance de chaque espèce en fonction du pH de la solution.
- 3) On dissout une quantité de matière égale à 0.01 mol de sulfure d'hydrogène dans un litre d'eau. Quel est le pH de la solution obtenue ?

EXERCICE 7

Les questions 1) et 2) sont indépendantes.

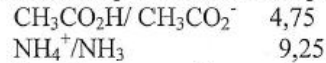
1) L'acide nitrique HNO_3 est un monoacide fort qui, à l'état pur, se présente sous forme d'un liquide de masse volumique 1,5 g/mL. On prépare une solution en dissolvant 0,3 mL d'acide nitrique pur dans 200 mL d'eau distillée.

a) Ecrire l'équation de dissociation de l'acide nitrique dans l'eau.

b) Calculer le pH de la solution ; H = 1 ; O = 16 ; N = 14 en g/mol.

2) On mélange 20 mL d'acide éthanóïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (monoacide faible) à 0,1 mol.L⁻¹ et 10 mL d'une solution d'ammoniac NH_3 (base faible) de même concentration.

a) Représenter sur un même diagramme les domaines de prédominance des espèces pour l'acide éthanóïque et l'ammoniaque. On donne les pKa :



En déduire si l'acide éthanóïque est stable par rapport à l'ammoniac dans l'eau.

b) Calculer le pH du mélange en faisant le bilan de la réaction prépondérante.

EXERCICE 8

On dose un volume $V_0 = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'ammoniaque (base faible de formule NH_3 dont le pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est 9,2) de concentration 10^{-2} mol/L par de l'acide nitrique (acide fort de formule HNO_3) de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$. On appelle v , le volume d'acide versé au cours de l'opération.

a) Ecrire la réaction de NH_3 sur l'eau et calculer le pH de la solution initiale à doser.

b) Ecrire l'équation chimique du dosage et calculer sa constante.

c) Déterminer le pH de la solution quand le volume v vaut: 1 cm^3 ; 2 cm^3 .

EXERCICE 9

L'acide fluorhydrique est un acide faible de formule HF dont le pKa est 3,2.

a) Ecrire la réaction de l'acide fluorhydrique sur l'eau.

b) Calculer le pH d'une solution d'acide fluorhydrique de concentration $c_a = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$.

c) On dose un volume $v_a = 20 \text{ cm}^3$ de cette solution par de la soude (base forte de formule $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$) de concentration $c_b = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$.

* Ecrire la réaction de dosage.

* Déterminer le point équivalent.

d) Déterminer le pH de la solution pour un volume de soude versé égal à : 5 mL ; 10 mL.

EXERCICE 10

1 : On dissout, dans les conditions normales de température et pression, 2,24 L de gaz chlorure d'hydrogène HCl dans 10 L d'eau. On obtient une solution S d'acide chlorhydrique. Quel est son pH ?

2 : On dispose d'une solution S' d'ammoniaque NH_3 de concentration $c'=0,050\text{mol.L}$.

Quel est son pH?

3: Quel volume de S faut-il ajouter à 10 mL de la solution S' pour obtenir une solution de $\text{pH}=9,2$?

Quelles sont les propriétés de la solution obtenue ?

Données: Volume molaire dans les CNTP= $22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

$$pK_a(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$$

EXERCICE DE CHIMIE :

H_2S est un diacide caractérisé par $\text{pK}_{a1}(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-)=7$, et $\text{pK}_{a2}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-})=13$;

- 4) Ecrire les équations bilan correspondant aux deux réactions chimiques qui ont lieu lorsqu'on dissout du gaz H_2S dans l'eau.
- 5) Définir et tracer les domaines de prédominance de chaque espèce en fonction du pH de la solution.
- 6) On dissout une quantité de matière égale à 0.01 mol de chlorure d'hydrogène dans un litre d'eau. Quel est le pH de la solution obtenue ?
On ajoute une quantité de matière égale à 0.001 mol de H_2S . Quelles espèces sont majoritaires dans la solution à l'équilibre chimique ?
- 7) Lors d'une autre expérience, on mélange une quantité de matière de $2 \cdot 10^{-5}$ mol de H_2S et $8 \cdot 10^{-5}$ mol de Na_2S dans un volume total de 100 mL :
 - écrire l'équation bilan de la réaction, dont on exprimera la constante K_r en fonction de K_{a1} et de K_{a2} .
 - Calculer cette constante, et donner les concentrations à l'équilibre de toutes les espèces présentes en solution.
 - Calculer le pH de cette solution.

EXERCICE CHIMIE

L'ion HCO_3^- est un ampholyte :

- 4) Quels sont les couples acide/base associés à cette espèce ? Ecrire les équations correspondantes.
- 5) Les pK_a de ces couples sont 6.4 et 10.3. Tracer le diagramme de prédominance.
- 6) On considère une solution aqueuse de NaHCO_3 . Quel est le pH de la solution ?