C3 | Chimie

Réactions acido-basiques

Prérequis

- Réaction équilibrée / totale — C1
- Quotient de réaction, constante d'équilibre, activités — C1
- Définition du pH — TP
- Logarithme et puissance de 10 — Math

Plan

I. Acides et bases
- I.A. Définitions
- I.B. Couple acide/base
- I.C. Réaction acido-basique

II. Autoprotolyse de l'eau et pH
- II.A. Autoprotolyse de l'eau
- II.B. pH

III. Réactions acido-basiques avec l'eau
- III.A. Action d'un acide sur l'eau
  - 1. Acide fort
  - 2. Acide faible
- III.B. Action d'une base sur l'eau

IV. Études de réactions acido-basiques
- IV.A. Réaction entre deux couples acido-basiques
- IV.B. Cas de plusieurs couples acido-basiques

V. Diagrammes de prédominance
- V.A. Diagramme de prédominance
- V.B. Superpostion de diagrammes
- V.C. Diagrammes de distribution

Savoirs

- Définition d'un acide et d'une base. Couple acide / base. — *I*
- Acides et bases usuels : acide chlorhydrique, acide acétique (éthanoïque), soude, ammmoniac — *I*
- Écrire la réaction d'autoprotolyse de l'eau. Produit ionique de l'eau : $K_e = 10^-14$ ou $pK_e = 14$ — *II*
- Définition du $pH = -\log\left(\frac{[H_{30}{}^+]}{C^\circ}\right)$ — *II*
- Défintion d'un acide fort, acide faible, base forte, base faible — *III*
- K_A, pK_A et K_B — *III*
- Échelle de pK_A — *III*
- Règle du gamma ou plutôt règle de l'acide le plus fort agit sur la base la plus forte (réaction prépondérante) — *IV*
- Tracer un diagramme de prédominance pour un couple donnée — *V*

- Superposer des diagrammes de prédominance — V

Savoir-Faire

- Écrire la (demi) équation de réaction d'un couple acido-basique — I
- Écrire la réaction mise en jeu entre un acide d'un couple et la base d'un autre couple — I
- Calculer le pH d'une solution connaissant la concentration en ion H_3O^+ ou HO^- — II
- Déterminer les concentrations de toutes les espèces à l'état final lors de l'ajout d'un acide fort, d'un acide faible, d'une base forte ou d'une base faible dans de l'eau. — III
- Déterminer le pH à l'état final — III
- Exprimer K_B en fonction de K_A qui est tabulé — III
- Déterminer la réaction qui a lieu lorsque 2 ou plusieurs couples acido-basiques sont en jeu — IV
- Déterminer les concentrations à l'état final et le pH — IV
- Déterminer la réaction qui a lieu grâce à un diagramme de prédominance : méthode des domaines disjoints — V
- Exploiter un diagramme de distribution — V

Application 1 : Réaction acido-basique

Énoncé

1. Écrire la réaction entre l'acide acétique et l'ammmoniac.
2. De même entre l'acide phosphorique (H_3PO_4) et l'ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-).
3. De même entre l'acide sulfurique (H_2SO_4) et l'eau.

Application 2 : pH de l'eau

Énoncé

1. Écrire la réaction d'autoprotolyse de l'eau.
2. Écrire l'expression du produit ionique de l'eau K_e.
3. En déduire la relation entre K_e et le pH.
4. Que se passe-til si on augmente la concentration en H_3O^+ ?

Application 3 : Dissociation d'un acide fort

Énoncé

1. Rappeler la formule de l'acide chlorhydrique. Cet acide est-il fort ou faible ? Quelle est sa base conjuguée ?
2. Écrire la réaction de dissociation de l'acide chlorhydrique dans l'eau. Que peut-on dire de cette réaction ?
3. En déduire le pH si on ajoute une concentration C_A d'acide fort dans l'eau.
4. Faire l'application numérique pour $C_A = 1 \times 10^{-3}$ mol L^{-1}.

Solution

1. HCl est un acide fort. Sa base conjuguée est Cl^-.

CC BY NC SA

2 La réaction est totale.
3 La concentration en ion H_3O^+ est égale à la concentration de l'acide fort. Donc, $pH = -\log(C_A)$.
4 $pH = -\log(1e-3) = 3$.

Application 4 : Dissociation déduire d'un acide faible

Énoncé Données : $pK_A = 4,8$ pour l'acide acétique (CH_3COOH).
Nous considérons une solution d'acide acétique de concentration apportée $C_A = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol L^{-1}.
1 Écrire la réaction de dissociation de l'acide acétique dans l'eau.
2 Écrire l'expression de la constante d'acidité K_A. La réaction est-elle quasi-totale ou équilibrée ? L'acide acétique est-il fort ou faible ?
3 Déterminer l'avancement final x_f de la réaction. Aide : utiliser l'hypothèse $K^\circ \ll 1$.
4 En déduire le pH de la solution d'acide acétique.

Solution
1
2 $K_A = 10^{-4,8}$ La réaction est équilibrée (très peu avancée). L'acide acétique est un acide faible.
3 $x_f = \sqrt{K_A C_A}$ A.N $x_f = 1{,}26 \times 10^{-4}$ mol L^{-1}.
4 $pH = 3,9$.

Application 5 : Dissociation d'une base faible

Énoncé Soit une solution contenant une concentration apportée $C_B = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol L^{-1} d'ammoniac.
Donnée : $pK_A = 9,2$ pour (NH_4^+/NH_3).
1 Écrire la réaction de dissociation de l'ammoniac dans l'eau.
2 Déterminer la constante d'équilibre K_B en fonction de K_A et K_e.
3 En déduire la valeur l'avancement final x_f de la réaction. Aide : utiliser l'hypothèse $K^\circ \ll 1$.
4 En déduire le pH de la solution d'ammoniac.

Solution
1
2 $K_B = \frac{K_e}{K_A} = 10^{-14}/10^{-9,2}$.
3 $x_f = \sqrt{K_B C_B}$ A.N $x_f = 1{,}26 \times 10^{-4}$ mol L^{-1}.
4 $pH = 10,1$.

Application 6 : Méthode de la dégénérescence d'ordre

Énoncé Nous préparons une solution en mélangeant de l'acide éthanoïque et de l'ammoniac dans de l'eau. Ce mélange est tel que la solution contient initialement une concentration C_1 en acide éthanoïque et une concentration C_2 en ammoniac.
Données : $pK_{A,1} = 4,8$ pour l'acide éthanoïque et $pK_{A,2} = 9,2$ pour l'ammoniac. $C_1 = 2{,}00 \times 10^{-2}$ mol L^{-1} et $C_2 = 6{,}00 \times 10^{-2}$ mol L^{-1}.
1 Quelles espèces sont présentes dans la solution à l'état

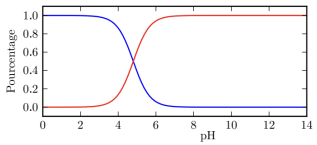
initial ? Les représenter sur une échelle de pk_A. Quelle réaction a lieu ?
2 Déterminer puis calculer la constante d'équilibre de la réaction.
3 Déterminer les concentrations à l'état final. aide : utiliser l'hypothèse $K^\circ \gg 1$.
4 En déduire le pH de la solution. Solution
1 Ne pas oublier les couples de l'eau !
2 $K^\circ = 10^4, 4 \gg 1$. La réaction est quasi-totale.
3 Faire un T.A + utiliser l'hypothèse $K^\circ \gg 1$. $x_f = C_1$. $[NH3] = C_2 - C_1 =$ 4,00 × 10^{-2} mol L^{-1}, [CH_3COO^-] = 2,00 × 10^{-2} mol L^{-1} et [NH_4^+] = 2,00 × 10^{-2} mol L^{-1}. Mais attention $[CH3COOH] \simeq 0$ mais pas égal à 0. Il faut utiliser la définiton de la constante d'équilibre pour la calculer connaissant les autres concentrations : $[CH3COOH]_f = \dfrac{C_1^2}{K^\circ\,(C_2 - C_1)} = 10^{-6,4}$.
4 Utiliser la définition d'une des constantes d'acidité : $pH = 9,5$.

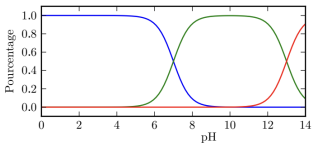
Application 7 : Diagramme de prédominance

Énoncé Données : pK_A(CH_3COOH/CH_3COO^-) $= 4,8$, $pK_{A,1}$(($H_3PO_4/H_2PO_4^-$)) $= 2,1$, $pK_{A,2}$(($H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$)) $= 7,2$ et $pK_{A,1}$((HPO_4^{2-}/PO_4^{3-})) $= 12,4$.
1 Quelles sont les espèces majoritaires présentes à $pH = 9$.
2 Quelles espèces ne peuvent coexister en même temps dans la solution ? Que se passe-t-il si on les mélange ?
Solution
1 Tracer diagramme de prédominance pour les couples acide/base. On peut superposer les diagrammes de prédominance.
2 Les espèces dans des domaines disjoints ne peuvent pas coexister. On peut les mélanger mais il y a une réaction spontanée (favorable) acido-basique entre elles.

Application 8 : Diagramme de distribution

Énoncé On a tracé ci-dessous à gauche le diagramme de distribution du couple acide éthanoïque / ion éthanoate, et à droite celui de l'acide sulfhydrique H_2S (qui est un diacide).
1 Diagramme de gauche : donner les formules chimiques des espèces de ce couple. Attribuer chaque courbe à une espèce. En déduire la valeur du pKa du couple. En déduire le diagramme de prédominance de ce couple.
2 Diagramme de droite : les espèces sont H_2S, HS^-, S^{2-}. Attribuer chaque courbe à une espèce. En déduire la valeur des pKa des couples. En déduire le diagramme de prédominance de ce triacide.
3 Toujours dans le cas du diagramme de droite, on considère une solution de $pH = 6$ telle que la concentration totale en espèces soufrées soit égale à $c_0 = 2,0 \times 10^{-3}$ mol L^{-1}. Déterminer les concentrations des différentes formes par lecture des courbes de distribution.





Solution