

CHAPITRE – FORCE DES ACIDES ET DES BASES

TRAVAIL AUTONOME PAGES 193 À 204



QCM

- ☐ Manuel p. 193
☐ Pronote

Focus
MÉTHODE

- ☐ 11 p. 195
☐ 12 p. 195

Exercices
corrigés

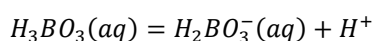
- ☐ 17 ☐ 21 ☐ 22
☐ 24 ☐ 25 ☐ 26
☐ 31 ☐ 32

Exercices
facultatifs

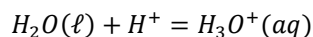
- ☐ 13 ☐ 14 ☐ 15
☐ 16 ☐ 18 ☐ 19
☐ 20 ☐ 23 ☐ 27
☐ 29 ☐ 34 ☐ 35
☐ 37 ☐ 38 ☐ 39
☐ 40

▪ EXERCICE 28 PAGE 197 pH, acide fort ou faible

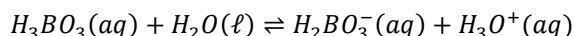
1. Équation de déprotonation de l'acide borique :



Équation de protonation de l'eau :



Équation de la réaction entre l'acide borique et l'eau :



2. Dressons le tableau d'avancement de la transformation :

Équation		$H_3BO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2BO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
État	Avancement	Quantités de matière / μmol			
Initial	0	35	excès	0	≈ 0
Intermédiaire	x	$35 - x$	excès	x	x
Final	x_f	$35 - x_f$	excès	x_f	x_f

L'avancement maximal correspond à la consommation totale du réactif limitant donc ici l'acide, alors $x_{\max} = 35 \mu\text{mol}$.

3. Nous lisons dans le tableau que $x_f = n_f(H_3O^+)$ donc

$$x_f = [H_3O^+] \cdot V = 10^{-pH} \cdot c^\circ \cdot V = 10^{-6,2} \times 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \times 50,0 \text{ mL} = 31,5 \mu\text{mol}$$

Ainsi, le taux d'avancement vaut

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{31,5}{35} \approx 90 \%$$

4. Puisque $\tau \neq 1$, l'acide borique est faible.

▪ EXERCICE 30 PAGE 198

Constante d'acidité

enseignement
explicite



ANA puisqu'il s'agit de la base conjuguée, il faut retirer H^+ donc faire apparaître COO^-

RES je récite la formule de la constante d'acidité

1. Formule semi-développée de l'ion lactate :



2. À l'aide des notations simplifiées,

$$K_A = \frac{[A^-(aq)]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}}{[AH(aq)]_{\text{éq}} \cdot c^\circ}$$

ANA j'observe que je connais la valeur du pH donc je vais pouvoir calculer la concentration en oxonium

Comme aucune quantité de matière n'est donnée, je remplis le travail de façon littérale

Pour réaliser le calcul du taux d'avancement, il faudrait que je connaisse $x_{\max}$, et rien n'est fourni. Par contre je n'ai pas encore exploité la valeur de C : concentration en acide fourni. Je fais le lien avec la concentration en acide que j'espère obtenir, et cela grâce au tableau d'avancement

Pour calculer K_A , je dois connaître $[A^-]$ mais le tableau me dit que ça vaut $[H_3O^+]$, que je connais déjà.

Il faut aussi connaître $[AH]$

Dans le calcul de K_A , j'exprime toutes les concentrations en millimoles par litre, d'où le 1000 pour c°

3. Comme $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$, alors $[H_3O^+] = c^\circ \cdot 10^{-pH}$
donc $[H_3O^+] = 10^{-2,9} \text{ mol/L} = 1,26 \text{ mmol/L}$

4. Dressons le tableau d'avancement :

Équation		$AH(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
État	Avt	Quantités de matière /mol			
Initial	0	n	excès	0	≈ 0
Intermédiaire	x	n - x	excès	x	x
Final	x_f	n - x_f	excès	x_f	x_f

5. Le taux d'avancement final compare l'avancement final à l'avancement maximal. Si la transformation était totale, tout l'acide est consommé et produit autant d'oxonium donc on espère obtenir $[H_3O^+(aq)]_{\max} = C$, la concentration en acide apporté. Ainsi,

$$\tau = \frac{[H_3O^+]_f}{[H_3O^+]_{\max}} = \frac{1,26 \text{ mmol/L}}{10 \text{ mmol/L}} = 12,6 \%$$

6. Exprimons $[AH(aq)]_{\text{éq}}$: d'après le tableau d'avancement,

$$n_f(AH) = n - x_f \text{ donc } [AH]_f = \frac{n - x_f}{V} = \frac{n}{V} - \frac{x_f}{V} = C - [H_3O^+]$$

La constante d'équilibre vaut donc :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]^2}{(C - [H_3O^+]) \cdot c^\circ} = \frac{1,26^2}{(10 - 1,26) \times 1000} = 1,82 \times 10^{-4}$$

et enfin

$$pK_A = -\log(K_A) = 3,74 \text{ à la température de l'étude.}$$

• EXERCICE 33 PAGE 198

Constante d'acidité

$$1. K_A = \frac{[A^-(aq)]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}}{[AH(aq)]_{\text{éq}} \cdot c^\circ}$$

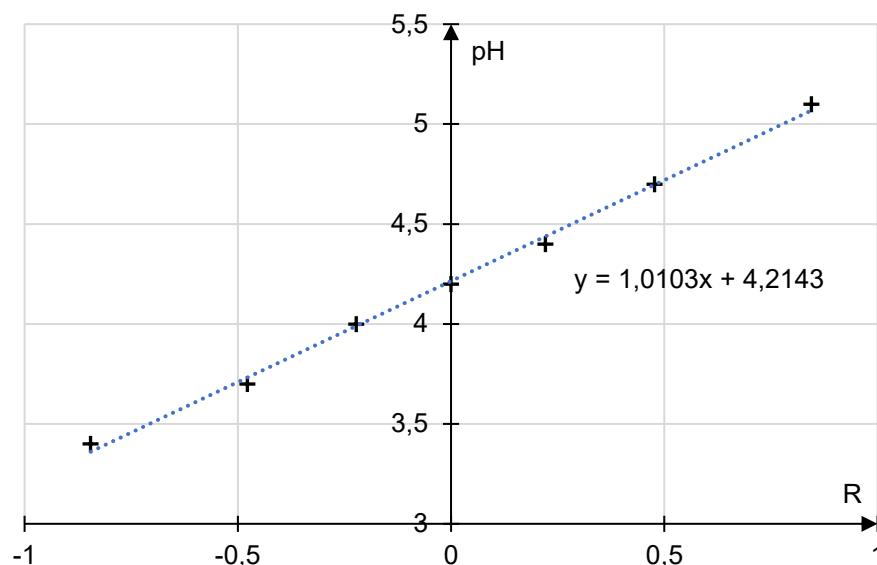
2. En prenant l'opposé du logarithme membre à membre, il vient

$$pK_A = -\log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right) + pH \text{ si bien que } pH = pK_A + R$$

3. La ligne du rapport des concentrations se complète en calculant le rapport des volumes. La ligne R se calcule à l'aide du logarithme :

VB /mL	2	4	6	8	10	12	14
VA /mL	14	12	10	8	6	4	2
A-/AH	0,14285714	0,33333333	0,6	1	1,66666667	3	7
R	-0,845098	-0,4771213	-0,2218487	0	0,22184875	0,47712125	0,84509804
pH	3,4	3,7	4	4,2	4,4	4,7	5,1

4. À l'aide du logiciel tableur-grapheur, nous obtenons le graphique suivant. Le nuage de points est modélisé par une fonction affine :



Compte tenu des grandeurs portées sur les axes, l'équation du modèle est :

$$pH = 1,0103 \times R + 4,2143$$

D'après la relation d'Henderson-Hasselbalch, $pH = 1 \times R + pK_A$.

Nous observons qu'aux erreurs d'expérience près, le modèle est compatible avec l'expression attendue et en identifiant, nous obtenons $pK_A \approx 4,2$.

• EXERCICE 36 PAGE 199

pH et acide faible

1. À l'aide des notations simplifiées, $AH(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$.

2. $K_A = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH] \cdot c^\circ}$

3. Tableau d'avancement :

Équation		$AH(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$				
État	Avt	Quantités de matière /mol				
Initial	0	n	excès	0	≈ 0	
Intermédiaire	x	n - x	excès	x	x	
Final	x_f	n - x_f	excès	x_f	x_f	

4. D'après la case jaune, $[A^-] = [H_3O^+]$ et d'après la case verte, $[AH] = \frac{n-x_f}{V} = \frac{n}{V} - \frac{x_f}{V} = C - [H_3O^+]$

Ainsi, l'expression de K_A devient :

$$K_A = \frac{[H_3O^+] \cdot [H_3O^+]}{(C - [H_3O^+]) \cdot c^\circ} = \frac{[H_3O^+]^2}{(C - [H_3O^+]) \cdot c^\circ}$$

Multiplions membre à membre par le dénominateur :

$$K_A \cdot C \cdot c^\circ - K_A [H_3O^+] \cdot c^\circ = [H_3O^+]^2$$

Réorganisons les termes pour obtenir l'égalité proposée :

$$[H_3O^+]^2 + K_A c^\circ \cdot [H_3O^+] - K_A c^\circ \cdot C = 0$$

Remarque : l'égalité ci-dessus est homogène, chacun de ces termes s'exprime comme une concentration au carré (grâce à c°), ce qui est bien plus correct que ce qui est proposé dans le manuel.

5. Si nous choisissons, comme en mathématiques, de noter l'inconnue x (ce qui revient à écrire mathématiquement qu'on rebaptise $[H_3O^+]$ en x , sans confondre avec l'avancement chimique) ; alors l'égalité s'écrit :

$$x^2 + K_A c^\circ \cdot x - K_A c^\circ \cdot C = 0$$

Calculons les valeurs des coefficients : $K_A c^\circ = 10^{-pK_A} \cdot c^\circ = 1 \times 10^{-2,87} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 0,00135$ (et nous oublierons le mol/L que nous garons en tête implicitement) et $K_A \cdot c^\circ \cdot C = 8,30 \times 10^{-5}$.

Calcul du discriminant : $\Delta = 0,00135^2 + 4 \times 8,30 \times 10^{-5} = 3,35 \times 10^{-4} > 0$, il y a deux racines :

$$x_+ = \frac{-0,00135 + \sqrt{3,35 \times 10^{-4}}}{2} \quad \text{et} \quad x_- = \frac{-0,00135 - \sqrt{3,35 \times 10^{-4}}}{2}$$

Nous ne gardons que la racine positive et $x_+ = 8,32 \text{ mmol/L}$

6. Calculons la valeur du pH :

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+(aq)]_{\text{eq}}}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{8,32}{1000}\right) \approx 2,07$$