

EXERCICES DU COURS CORRIGÉS

24. Acide nitrique

→ APP : Faire des prévisions à l'aide d'un modèle

1. Calcul de la masse d'un litre de solution :

$$m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \cdot V_{\text{solution}} = 1,4 \times 1\,000 = 1,4 \times 10^3 \text{ g}$$

Calcul de la masse de soluté dans un litre de solution : $t = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}$

On en déduit donc : $m_{\text{soluté}} = t \cdot m_{\text{solution}}$

$$m_{\text{soluté}} = 0,70 \times 1,4 \times 10^3 = 9,8 \times 10^2 \text{ g}$$

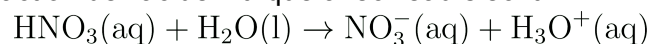
Concentration molaire de la solution d'acide nitrique :

$$c = \frac{n}{V_{\text{solution}}}$$
$$c = \frac{m_{\text{solute}}}{M \cdot V_{\text{solution}}}$$
$$c = \frac{9,8 \times 10^2}{63,0 \times 1}$$

AN :

$$c = 15,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2. L'équation de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau s'écrit :



3. Pour avoir une solution à $\text{pH} = 1,0$, il faut que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Comme l'acide nitrique est un acide fort, cela correspond à une concentration apportée en acide $c_A = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

13. pH d'une solution de base forte

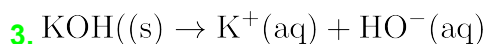
1. $M_{\text{KOH}} = 56,1 \text{ g/mol}$

2.

$$c = \frac{n}{V_{\text{solution}}}$$
$$n = \frac{m}{M}$$

Or :

$$\text{Donc : } c = \frac{m}{M \times V_{\text{solution}}} = \frac{3,9}{56,1 \times 0,100} = 7,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



4. D'après l'équation écrite à la question précédente : $[\text{HO}^-]_{\text{eq}} = c$.

5. Le produit ionique de l'eau permet de trouver le lien entre la concentration en ion hydroxyde et en ions oxonium.

On sait que : $K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{c^{o2}}$

Donc : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{K_e \cdot c^{o2}}{[\text{HO}^-]_{\text{eq}}} = \frac{K_e \cdot c^{o2}}{c}$

AN : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{1,0 \times 10^{-14} \times 1,0^2}{7,0 \times 10^{-1}} = 1,4 \times 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Ainsi : $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^o}\right) = -\log\left(\frac{1,4 \times 10^{-14}}{1,0}\right) = 13,9$

6. Si on dilue 10 fois la solution S : $[\text{HO}^-]'_{\text{eq}} = \frac{c}{10} = \frac{7,0 \times 10^{-1}}{10} = 7,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

De même : $[\text{H}_3\text{O}^+]'_{\text{eq}} = \frac{1,0 \times 10^{-14} \times 1,0^2}{7,0 \times 10^{-2}} = 1,4 \times 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Ainsi : $\text{pH}' = -\log\left(\frac{1,4 \times 10^{-13}}{1,0}\right) = 12,9$

Diagrammes de prédominance

16. Couple acide lactique/ion lactate

→ REA : Utiliser un modèle

1. Graphiquement, on lit $[\text{A}^-] = [\text{AH}]$ pour $\text{pH} = 4$.

2. Lorsque $\text{pH} = \text{p}K_A$, alors : $[\text{A}^-] = [\text{AH}]$. Ainsi, le $\text{p}K_A$ du couple vaut 4.

3. On peut voir graphiquement que, pour $\text{pH} = 3,0$, il y a environ 90 % de forme acide et 10 % de forme basique.

4. D'après la question précédente :

- $[\text{AH}]_{\text{eq}} = 0,90 \times c_t$

- $[\text{A}^-]_{\text{eq}} = 0,10 \times c_t$

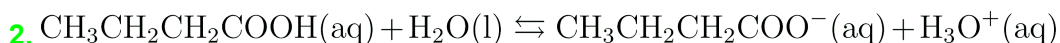
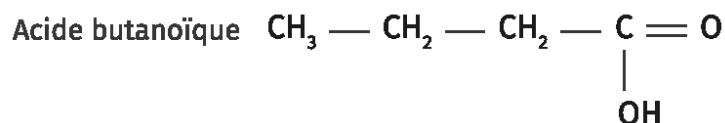
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^o \cdot 10^{-\text{pH}} = 1,0 \times 10^{-3,0} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Ainsi : $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \cdot c^o} = \frac{1,0 \times 10^{-3} \times 0,10 \times c_t}{0,90 \times c_t \times 1,0} = 1,1 \times 10^{-4}$

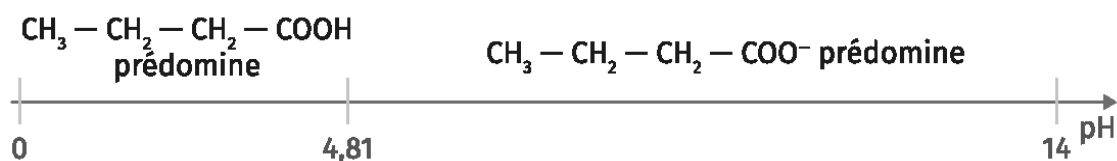
17. Acide butyrique

→ APP : Faire des prévisions à l'aide d'un modèle

1.



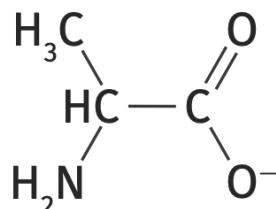
3.



4. Lorsque $\text{pH} = 1,5$, la forme acide est prédominante. Lorsque $\text{pH} = 5$, la forme basique est prédominante.

10. Alanine

♦ Dans une solution dont le pH vaut 11, l'alanine sera sous sa forme anionique :



18. Effet tampon

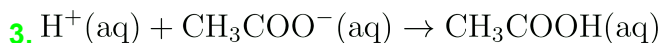
→ APP : Faire des prévisions à l'aide d'un modèle

1. L'acide chlorhydrique est un acide fort, donc le pH de la solution peut être calculé avec la relation : $\text{pH} = -\log\left(\frac{c_A}{c^o}\right)$.

Calculons c_A : $c_A = \frac{n}{V} = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{1,0} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Donc $\text{pH} = -\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-3}}{1,0}\right) = 3,0$

2. La solution contient autant de forme acide que de forme basique du couple acide éthanoïque/ion éthanoate. Ainsi, le pH de la solution est égal au pK_A du couple : $\text{pH} = 4,76$.



4. La réaction étant totale, les ions oxonium sont totalement consommés. À l'état final, les quantités de matière d'acide éthanoïque et d'ion éthanoate sont :

- $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) + x = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- $n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = n_0(\text{CH}_3\text{COO}^-) - x = 9,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Le volume total de la solution est $V = 1,0 \text{ L}$. Ainsi :

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}} = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} = 9,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

On peut démontrer que :
$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}} \right)$$

Ainsi :
$$\text{pH} = 4,76 + \log \left(\frac{9,0 \times 10^{-3}}{1,1 \times 10^{-2}} \right) = 4,67$$

5. Quand on dissout $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'acide chlorhydrique dans $1,0 \text{ L}$ d'eau, le pH diminue de 4, tandis que lorsque c'est dans une solution tampon, la diminution est seulement de 0,09.

AUTRES EXERCICES DU LIVRE CORRIGÉS

11. Indicateur coloré

♦ La teinte sensible possède la couleur associée au mélange en quantités similaires des formes acide et basique. Ainsi, le carmin d'indigo aura pour teinte sensible le vert, mélange de bleu et de jaune.

Acide fort et base forte

12. pH d'une solution d'acide fort

→ APP : Maîtriser le vocabulaire

1. Un acide fort est un acide dont la réaction avec l'eau est totale.

2. Pour une solution d'acide fort :

$$\text{pH} = -\log \left(\frac{c_A}{c^o} \right)$$

AN :
$$\text{pH} = -\log \left(\frac{4,0 \times 10^{-2}}{1,0} \right) = 1,4$$

3. On dilue la solution S deux fois, donc la concentration $c_{A'}$ de la solution S' est égale à :

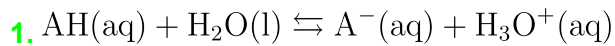
$$c_{A'} = \frac{c_A}{2} = \frac{4,0 \times 10^{-2}}{2} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Ainsi, le pH de la solution S' sera :
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{2,0 \times 10^{-2}}{1,0}\right) = 1,7$$

Constante d'acidité et pK

14. Acide benzoïque

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation



2.
$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \cdot c^o}$$

3.
$$\text{p}K_A = -\log(K_A)$$

$$\text{p}K_A = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \cdot c^o}\right) = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{c^o}\right) - \log\left(\frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}\right)$$

$$\text{p}K_A = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}\right)$$

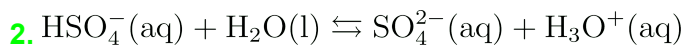
$$\text{p}K_A = \text{pH} + \log\left(\frac{[\text{AH}]_{\text{eq}}}{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}\right)$$

Ainsi :
$$\log\left(\frac{[\text{AH}]_{\text{eq}}}{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}\right) = \text{p}K_A - \text{pH}$$

Donc :
$$\frac{[\text{AH}]_{\text{eq}}}{[\text{A}^-]_{\text{eq}}} = 10^{\text{p}K_A - \text{pH}} = 10^{4,2 - 3,48} = 5,2$$

15. Constante d'acidité

→ REA : Utiliser un modèle



3.
$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}}}{[\text{HSO}_4^-]_{\text{eq}} \cdot c^o}$$

4. D'après l'équation de la question 2 :

- $[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$

- $[\text{HSO}_4^-]_{\text{eq}} = c - [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}}$

Ainsi :
$$[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,2} = 6,3 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

De même :
$$[\text{HSO}_4^-]_{\text{eq}} = 1,0 \times 10^{-2} - 6,3 \times 10^{-3} = 3,7 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

On en déduit donc :
$$K_A = \frac{6,3 \times 10^{-3} \times 6,3 \times 10^{-3}}{3,7 \times 10^{-3} \times 1,0} = 1,1 \times 10^{-2}$$

5. $pK_A = -\log(K_A) = -\log(1,1 \times 10^{-2}) = 2,0$

Le pK_A de l'acide méthanoïque est plus grand que celui de l'ion hydrogénosulfate, donc l'ion hydrogénosulfate est un acide plus fort que l'acide méthanoïque.

Diagrammes de distribution et de prédominance

16. Couple acide lactique/ion lactate

→ REA : Utiliser un modèle

1. Graphiquement, on lit $[A^-] = [AH]$ pour $pH = 4$.

2. Lorsque $pH = pK_A$, alors : $[A^-] = [AH]$. Ainsi, le pK_A du couple vaut 4.

3. On peut voir graphiquement que, pour $pH = 3,0$, il y a environ 90 % de forme acide et 10 % de forme basique.

4. D'après la question précédente :

- $[AH]_{eq} = 0,90 \times c_t$

- $[A^-]_{eq} = 0,10 \times c_t$

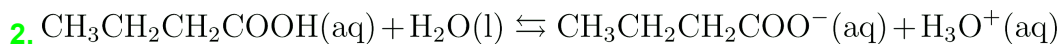
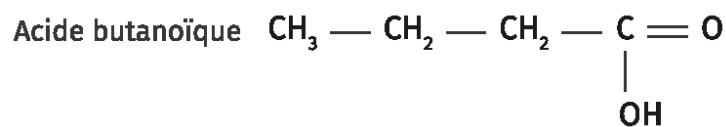
- $[H_3O^+] = c^o \cdot 10^{-pH} = 1,0 \times 10^{-3,0} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Ainsi :
$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [A^-]_{eq}}{[AH]_{eq} \cdot c^o} = \frac{1,0 \times 10^{-3} \times 0,10 \times c_t}{0,90 \times c_t \times 1,0} = 1,1 \times 10^{-4}$$

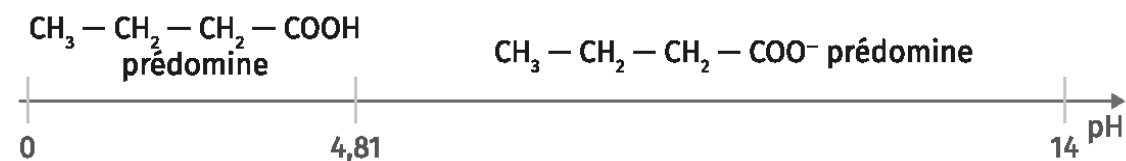
17. Acide butyrique

→ APP : Faire des prévisions à l'aide d'un modèle

1.



3.



4. Lorsque $pH = 1,5$, la forme acide est prédominante. Lorsque $pH = 5$, la forme basique est prédominante.