

ACIDE FAIBLE - BASE FAIBLE

CLASSIFICATION DES COUPLES ACIDE/BASE

I. Définition d'un acide et d'une base selon Brönsted et Lowry

Selon Brönsted,

- Un acide est une substance susceptible de céder un ou plusieurs protons



- Une base est une substance susceptible de capter un ou plusieurs protons



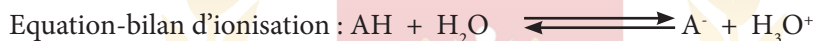
II. Acide faible

Une substance (AH ou BH⁺) qui dans l'eau produit des ions H₃O⁺ suivant une réaction limitée ou réversible (double flèche) est un acide faible.



- Coefficient d'ionisation ou de dissociation α

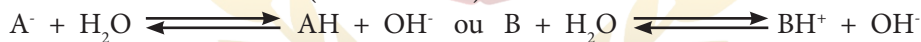
Pour un acide faible AH de concentration Ca



$$\text{Coefficient } \alpha = \frac{[\text{A}^-]}{C_a} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} = \frac{10^{\text{pH}}}{C_a}$$

III. Base faible

Une substance (A⁻ ou B) qui dans l'eau produit des ions OH⁻ suivant une réaction limitée ou réversible (double flèche) est une base faible.



- Coefficient d'ionisation ou de dissociation α

Pour une base faible B de concentration Cb



$$\text{Coefficient d'ionisation } \alpha = \frac{[\text{BH}^+]}{C_b} = \frac{[\text{OH}^-]}{C_b} = \frac{10^{\text{pH} - \text{p}K_a}}{C_b}$$

IV. Couple acide/base

1. Constante d'acidité

L'équilibre chimique entre un acide et sa base conjuguée est caractérisée par une constante K_A appelée constante d'acidité: $K_A = \frac{[\text{Base}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]}$

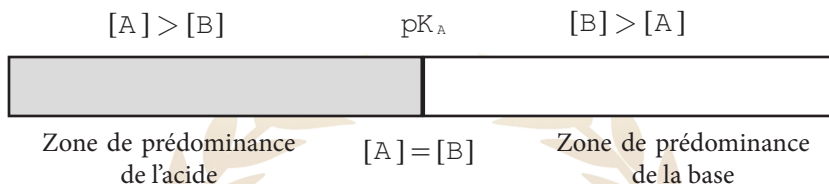
On définit aussi le $\text{p}K_A$ tel que : $\text{p}K_A = -\log K_A \Rightarrow K_A = 10^{-\text{p}K_A}$

$$\text{p}K_A = -\log \frac{[\text{Base}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]} = -\log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]} - \log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$$

2. Domaine de prédominance

- Si $pH > pK_A$, $\log \frac{[B]}{[A]} > 0 \Rightarrow [B] > [A]$: la forme basique prédomine.
- Si $pH < pK_A$, $\log \frac{[B]}{[A]} < 0 \Rightarrow [A] > [B]$: la forme acide prédomine.
- Si $pH = pK_A$, $\log \frac{[B]}{[A]} = 0 \Rightarrow [A] = [B]$: les deux formes sont en quantités égales.

Tableau récapitulatif



3. Indicateur coloré

Un indicateur coloré est une substance naturelle ou synthétique qui change de couleur selon la nature de la solution

Quelques exemples d'indicateurs colorés et leurs zone de virage.

Indicateur	Teinte acide	Zone de virage (Teinte sensible)	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4 (orange)	Jaune
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 - 6,2 (marron)	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6 (vert)	Bleu
Phénolphthaléine	Incolore	8,2 - 10 (rose claire)	Rose

4. Couple acide/base

L'action d'un acide faible ou d'une base faible sur l'eau conduit à un équilibre chimique entre l'acide et la base. Ainsi acide et base constituent un couple acide/base.

- Acide faible sur l'eau : $\text{Acide} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Base} + \text{H}_3\text{O}^+$
- Base faible sur l'eau : $\text{Base} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Acide} + \text{OH}^-$

5. Force d'un acide ou d'une base

- Un acide est d'autant plus fort que son K_A est grand ou que son pK_A est petit.
- Une base est d'autant plus forte que son K_A est petit ou que son pK_A est grand.
- De deux acides faibles de même concentration, le plus fort a le pH le plus bas.

• De deux bases faibles de même concentration, le plus fort a le pH le plus grand.

6. Comment comparer la force de deux acides ou de deux bases ?

- Comparer les constantes pKA ou KA des couples si ces constantes sont données.
 - Comparer les coefficients d'ionisation ou de dissociation α de chaque acide ou base si les solutions ont la même concentration.
 - Comparer les pH des espèces si celles-ci ont la même concentration.
- De deux acides (ou bases) de même concentration le plus fort (ou la plus forte) est celui (ou celle) qui a son coefficient d'ionisation élevé.

7. Comment appliquer la conservation de la quantité de matière à une solution ?

• Solution unique d'acide faible AH ou BH⁺ de concentration Ca.

$$Ca = [AH] + [A^-] \quad \text{ou} \quad Ca = [BH^+] + [B]$$

Exemples :

- Solution d'acide ethanoïque CH₃COOH : Ca = [CH₃COOH] + [CH₃COO⁻]
- Solution de chlorure d'ammonium NH₄Cl : Ca = [NH₄⁺] + [NH₃]

• Solution unique de base faible A⁻ ou B de concentration Cb

$$Cb = [AH] + [A^-] \quad \text{ou} \quad Cb = [BH^+] + [B]$$

Exemples :

- Solution methanoate de sodium HCOONa : Cb = [HCOOH] + [HCOO⁻]
- Solution d'ammoniac NH₃ : Cb = [NH₄⁺] + [NH₃]

Cas de melange

Melange	Concentration de la nature	Exemple
Acide faible AH ou BH ⁺ (Ca et Va) avec une base forte de volume Vb.	$\frac{CaVa}{Va + Vb} = [AH] + [A^-]$ <p style="text-align: center;">ou</p> $\frac{CaVa}{Va + Vb} = [BH^+] + [B^-]$	Acide benzoïque C ₆ H ₅ COOH et l'hydroxyde de potassium (potasse) $\frac{CaVa}{Va + Vb} = [C_6H_5COOH] + [C_6H_5COO^-]$
Base faible (A ⁻ ou B) de (Cb et Vb) avec un acide fort de volume Va	$\frac{CbVb}{Va + Vb} = [AH] + [A^-]$ <p style="text-align: center;">ou</p> $\frac{CbVb}{Va + Vb} = [BH^+] + [B^-]$	melange de methylamique et de l'acide bronhydrique. $\frac{CbVb}{Va + Vb} = [CH_3NH_3^+] + [CH_3NH_2]$

<p>Melange d'un acide AH ou BH⁺ de concentration Ca et de volume Va de solution de sa base conjugué A⁻ ou B de concentration Cb et de volume Vb.</p>	$\frac{CaVa}{Va+Vb} + \frac{CbVb}{Va+Vb} =$ <p style="text-align: center;">[AH] + [A⁻]</p> <p style="text-align: center;">ou</p> $\frac{CaVa}{Va+Vb} + \frac{CbVb}{Va+Vb} =$ <p style="text-align: center;">[BH] + [B]</p>	<p>Melange d'acide ethanoïque (CH₃COOH) et d'ethanoate de sodium (CH₃COONa)</p> $\frac{CaVa}{Va+Vb} + \frac{CbVb}{Va+Vb} =$ <p style="text-align: center;">[CH₃COOH] + [CH₃COO⁻]</p>
--	---	---



EXCELLENCE GROUP

EXERCICE**1**

On dispose d'une solution aqueuse S d'ammoniaque NH_3 de concentration molaire $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de l'eau distillée.

La mesure du pH de la solution S effectuée à 25°C , donne $\text{pH} = 10,6$.

- 1) Vérifier si l'ammoniaque est une base forte ou faible.
- 2) Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau.
- 3) Recenser toutes les espèces chimiques présentes dans la solution S.
- 4) Calculer leur concentration molaire.
- 5) Calculer le coefficient d'ionisation α de l'ammoniaque dans l'eau et vérifier si le résultat est en accord avec la question 1).

EXERCICE**2**

Sur l'étiquette d'une bouteille commerciale d'ammoniac, on peut lire :

NH_3 Masse molaire : $M = 17 \text{ g/mol}$
Masse volumique : $\rho = 450 \text{ kg/m}^3$
Pourcentage massique : $\rho = 33\%$

- a) Calculer la concentration molaire de cette solution.
- b) Quel volume de cette solution faut-il prélever pour préparer $V_1 = 500 \text{ mL}$ d'une solution S de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$?
- c) Décrire le mode opératoire pour préparer les 500 mL de S.
- d) La solution S a un pH égal à 11,1 à 25°C
Calculer les concentrations molaires et les quantités de matières des ions H_3O^+ et OH^- présents dans la solution S.
- e) Déterminer le pK_a du couple ion ammonium/ammoniac à 25°C .

EXCELLENCE GROUP

EXERCICE**3**

1) Le benzoate de sodium de formule $\text{C}_5\text{H}_5\text{COOH}$ est un composé ionique qui se dissocie totalement dans l'eau.

- 1.1) Ecrire l'équation de la dissolution de ce composé.
 - 1.2) Comment faut-il montrer expérimentalement le caractère ionique de la solution obtenue ?
 - 1.3) Comment mettre en évidence la présence des ions Na^+ dans la solution ?
 - 1.4) L'ajout du B.B.T. dans un échantillon de cette solution vire au bleu. Conclure.
- 2) Une solution de benzoate de sodium, d'hydroxyde de sodium de même

concentration C sont contenues dans deux flacons identiques dont les étiquettes ont été effacées accidentellement.

On les appelle désormais S1 et S2 de façon arbitraire. On mesure le pH initial de ces solutions, puis le pH des solutions obtenues après les avoir diluées 10 fois ($C' = \frac{C}{10}$). Les résultats sont indiqués dans le tableau ci-après :

	S1	S2
pH initial	12,7	8,5
pH après dilution	11,7	8

2.1) Identifier les solutions S1 et S2.

2.2) Calculer la concentration commune C.

2.3) En déduire que la solution de benzoate de sodium est une base faible.

2.4) Justifier ce résultat en écrivant l'équation bilan de la réaction qui en est responsable.

3)

3.1) Calculer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution S2 initial.

3.2) Classifier ces espèces en espèces majoritaires, minoritaires et ultra-minoritaires.

EXERCICE 4

Cinq béchers contiennent chacun 50 mL d'une solution différente. Les cinq solutions, chacune de concentration molaire $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, sont les suivantes :

- Solution A : Solution de chlorure de sodium
- Solution B : Solution d'hydroxyde de sodium
- Solution C : Solution de chlorure d'hydrogène
- Solution D : Solution d'acide éthanoïque
- Solution E : Solution d'éthanoate de sodium

L'étiquette posée sur chaque bécher n'est plus lisible. Pour identifier les solutions, on mesure le pH de chacune d'entre elle.

1) Compléter le tableau suivant avec les lettres A, B, C, D et E.

Justifier votre choix.

N° du bécher	1	2	3	4	5
pH	12	8,4	2	3,4	7
Solutions					

2) Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans le bécher numéro 4.

Calculer le coefficient d'ionisation α de l'acide éthanóïque.

3) On mélange la solution du bécher N°5 avec celle du bécher N°4. On obtient ainsi 100 mL de solution. Le pH de la solution est égal à 3,6.

3.1) Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans le mélange.

3.2) En déduire le nouveau coefficient d'ionisation α' de l'acide éthanóïque.

4) Compare α et α' . Interpréter les résultats obtenus.

EXERCICE

5

On désigne par A_1H l'acide éthanóïque CH_3COOH , par A_1^- sa base conjuguée ; par A_2H l'acide monochloroéthanóïque $CH_2ClCOOH$, A_2^- sa base conjuguée ; par A_3H , l'acide dichloroéthanóïque, $CHCl_2COOH$; par A_3^- sa base conjuguée ; par A_4H l'acide trichloroéthanóïque, CCl_3COOH ; par A_4^- sa base conjuguée.

a) Le pH d'une solution aqueuse de A_1H de concentration molaire 0,01 mol/L vaut 3,4 à 25°C.

b) Le pKa du couple A_2H/A_2^- est 2,9.

c) Dans une solution aqueuse de A_3H , de pH = 1,3 les concentrations molaires $[A_3H]$ et $[A_3^-]$ sont égales.

d) Dans une solution aqueuse de A_4H de pH = 1, le coefficient de dissociation de A_4H est $\alpha = 0,67$.

1) Montrer que l'acide éthanóïque est un acide faible.

2) Déterminer les constantes d'acidités et les pKa des 4 couples.

3) Dresser un tableau permettant de classer les 4 acides, les 4 bases conjuguées. Que remarque-t-on ?

4) Préciser l'influence sur les propriétés acides, du remplacement de 1, 2 ou 3 atomes d'hydrogène du groupe méthyle - CH_3 par 1, 2 ou 3 atomes de chlore.

NB : On appelle coefficient de dissociation d'un acide AH, le rapport α de la quantité de molécules dissociées à la quantité totale de molécules mises en solution.

EXERCICE

6

L'étiquette d'un flacon contient une solution S_0 d'acide méthanoïque de commerce porte les indications suivantes :

- Masse d'acide pur = 80%

- Densité de la solution : $d = 1,18$

- Masse-molaire moléculaire $M = 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Formule : $HCOOH$

- 1) Calculer la molarité C_0 de la solution S_0 .
- 2) On prélève un volume $V = 5 \text{ cm}^3$ de S_0 que l'on complète à l'eau distillée pour obtenir 1 Litre de solution S ; donner la molarité C de la solution S .
- 3) On mesure le pH de la solution S et on trouve 2,4. Calculer les concentrations molaires volumiques des différentes espèces chimiques de la solution S . En déduire le pK_a du couple acide méthanoïque/ion méthanoate.
- 4) On verse dans la solution S quelques gouttes d'indicateur coloré HIn . Le couple HIn/In^- a un pK_a égal à 5,1. La forme acide HIn de cet indicateur est rouge, la forme basique In^- est jaune. Une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur coloré apparaît rouge si $[HIn] > 10[In^-]$ et jaune si $[In^-] > 10[HIn]$.
 - a) Quelles sont les valeurs du pH délimitant la zone de virage de cet indicateur ?
 - b) Quelle couleur prend alors la solution S ?

