

Données : $pK_e = 14$ à 25°C ; $[\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice n°1

1. Compléter le tableau suivant :

Couple (acide/base)	HCOOH/HCOO ⁻	HClO/ClO ⁻	HF/F ⁻	NH ₄ ⁺ /NH ₃
pK _A	3,75			9,25
pK _B		6,5	10,8	

2. a. Classer les acides par forces d'acidité croissante.

b. Classer les bases conjuguées par forces de basicité croissante.

Exercice n°2

Les ions phosphate PO₄³⁻ réagissent avec l'acide sulfureux H₂SO₃ selon la réaction symbolisée par l'équation chimique $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{PO}_4^{3-} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{HPO}_4^{2-}$

1- Montrer que cette réaction est une réaction acide-base.

2- Donner le symbole et l'équation formelle de chacun des couples acide/base mis en jeu.

Exercice n°3

1- Ecrire les équations des réactions de l'eau avec les bases CN⁻ ; NO₂⁻ et C₆H₅NH₂.

2- Donner l'expression de la loi d'action de masse pour chaque équation.

Exercice n°4

Le pK_a de HCN/ CN⁻ est égal à 9,30 et celui de HF/F⁻ est égal à 3,45.

Laquelle des bases conjuguées CN⁻ ou F⁻ est la plus forte ?

Exercice n°5

Le pK_a des couples acide/base est donné par le tableau suivant :

1- Calculer la constante de basicité relative à chaque couple acide/base.

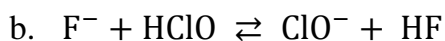
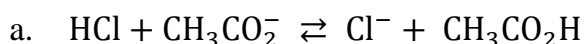
2- Classer les acides par ordre de force décroissante et les bases conjuguée par ordre de force croissante.

Couple acide/base	pKa
NH ₄ ⁺ /NH ₃	9.25
HCO ₂ H /HCO ₂ ⁻	3.75
HSO ₄ ⁻ /SO ₄ ²⁻	1.94
C ₂ H ₅ NH ₃ ⁺ /C ₂ H ₅ NH ₂	10.8

Exercice n°6

On donne à 25°C, le pK_a des couples acide/base suivants :

1. Calculer les constantes d'équilibre des réactions modélisées par les équations chimiques suivantes :



2. Comparer la force des acides et la force des bases mises en jeu dans chaque réaction.

Couple acide/base	pKa
CH ₃ CO ₂ H / CH ₃ CO ₂ ⁻	4.75
HClO / ClO ⁻	7.5
HCl / Cl ⁻	-7
HF / F ⁻	3.2

Exercice n°7

On dissout 2.10^{-2} mole d'ammoniac NH_3 dans 200 ml d'eau, on obtient une solution aqueuse d'ammoniac de $\text{pH}=11,1$.

- a. Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
b. Calculer le taux d'avancement final de la réaction d'ionisation de l'ammoniac dans l'eau.
c. Peut-on considérer que l'ammoniac est faiblement ionisé dans l'eau ?
d. Calculer le pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$
- Sachant que l'ionisation de l'ammoniac dans l'eau est exothermique.

Le pH augmente, diminue ou reste constant, lorsque :

- a. on ajoute une quantité d'eau à la solution d'ammoniac ?
b. on refroidit la solution d'ammoniac ?

Exercice n°8

Couple acide/base	HF/F^-	$\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$	$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$
pK_A à 25°C	3,17	3,30	3,75	4,75

On mélange, à 25°C , un volume $V_1=60\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'un acide AH de concentration $C_1=0,2\text{mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2=40\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'éthanoate de sodium ($\text{CH}_3\text{CO}_2^-, \text{Na}^+$) concentration $C_2=0,2\text{mol.L}^{-1}$.

- a. Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique qui se produit.
b. Montrer que cette réaction est une réaction acide-base.
- a. Déterminer les quantités de matières initiales n_1 de AH et n_2 de CH_3CO_2^- .
b. Dresser le tableau d'évolution du système en fonction de l'avancement x .
- L'avancement final de la réaction est $x_f=7,55.10^{-3}$ mol.

Calculer la constante d'équilibre K relative à la réaction étudiée.

- En exploitant les valeurs données dans le tableau précédent,
a. Déterminer la constante d'acidité K_A relative à l'acide AH.
b. En déduire la formule chimique de l'acide AH.

Exercice n°9

Les mesures sont effectuées à 25°C , $\text{pK}_b(\text{HF} / \text{F}^-)=10,8$.

- A un volume V d'une solution aqueuse (S_1) de fluorure d'hydrogène HF, on ajoute un même volume d'une solution aqueuse (S_2) de méthylamine CH_3NH_2 .

La constante d'équilibre relative à l'équation qui symbolise la réaction qui a eu lieu est $K=3,16.10^7$

- a. Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a lieu.
Cette réaction peut-elle être considérée comme totale ou limitée ?
b. Comparer la force de l'acide fluorhydrique à celle de l'ion méthylammonium.
c. Calculer le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$.

- La solution aqueuse (S_2) de méthylamine CH_3NH_2 a pour concentration $C_2=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$.

- a. Calculer le pK_a du couple $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.

b. Exprimer et calculer la constante d'équilibre de la réaction de méthylamine avec l'eau.

Dire si le méthylamine est une base faible ou forte ?

c. La mesure du pH de cette solution donne 11,3. Cette mesure confirme-t-elle le résultat précédent ?

Exercice n°10

L'un des couples régulateur du pH du sang est le couple ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$) de $\text{pK}_A=6,82$ à 37°C . le pH du sang reste très voisin de 7,4.

1. Calculer le rapport $\frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$.

2. Sachant que dans le sang considéré $[\text{HPO}_4^{2-}]=0,275\text{mol.L}^{-1}$. En déduire $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$.

3. Une réaction chimique produit $0,035\text{mol}$ d'acide lactique (qu'on notera AH) par litre de sang.

Ecrire l'équation de la réaction acide lactique avec l'ion HPO_4^{2-} .

4. En supposant que cette réaction est totale, déterminer les concentrations de HPO_4^{2-} et H_2PO_4^- , puis, vérifier que le pH du sang est sensiblement égal à 7,2.

Exercice n°11

On donne $\text{K}_b (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 1,78.10^{-5}$.

Une solution commerciale (S_0) d'ammoniac NH_3 de concentration molaire $C_0= 10,9\text{mol.L}^{-1}$.

1. On dilue cent fois cette solution pour obtenir une solution (S_1) de concentration molaire C_1 .

Calculer C_1 .

2. a. Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.

b. Exprimer sa constante de basicité K_b .

c. Montrer que le pH de (S_1) est égale à 11,14.

3. Calculer la fonction des concentrations τ_f à l'état final et montrer que la réaction qui se produit dans (S_1) est en état d'équilibre.

Exercice n°12

On considère trois solutions (S_1), (S_2) et (S_3) de même concentration, obtenues en dissolvant dans l'eau l'acide chlorhydrique HCl, l'acide borique H_3BO_3 et l'acide méthanoïque HCOOH.

Les mesures des pH de ces trois solutions donnent : $\text{pH}_1=2,3$; $\text{pH}_2=5,7$; $\text{pH}_3=3,1$.

1. Ecrire les équations des réactions des acides considérés avec l'eau.

2. Classer ces acides par force d'acidité croissante.

3. Attribuer à chaque réaction son taux d'avancement final τ_f puis le pK_A du couple mis en jeu.

$$\tau_f : 4.10^{-4} ; 0,16 ; 1$$

$$\text{pK}_A : -7 ; 3,75 ; 9,2$$

Exercice n°13

On dispose d'une solution d'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ (acide faible) de concentration $C=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$.

1. a. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide propanoïque avec l'eau.

b. Exprimer la constante d'équilibre relative à la réaction de l'acide propanoïque avec l'eau.

b. Quel est le couple acide/base correspondant à l'acide propanoïque.

2. a. Enumérer les différentes espèces chimiques dans la solution d'acide propanoïque.
- b. Calculer la molarité de chaque espèce chimique en précisant les approximations utilisées.
3. En déduire la valeur de K_A du couple (acide/base) correspondant à l'acide propanoïque.

Exercice n°14

Données : $pK_{A_1}(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-)=4,7$; $pK_{A_2}(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3)=9,25$.

1. Une solution (S_1) d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de concentration $C_1=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}_1=3,4$.
 - a. L'acide éthanoïque est un acide faible ou fort. Justifier.
 - b. Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
 - c. Donner l'expression de sa constante d'acidité K_A .
2. Une solution (S_2) d'ammoniac NH_3 de concentration $C_2=0,015\text{mol.L}^{-1}$.
Sachant que l'ammoniac est une base faible, calculer pH_2 de (S_2).
3. Un mélange renferme 10mL de (S_1) et 15mL de (S_2).
 - a. Ecrire l'équation de la réaction acide-base qui se produit dans (M).
 - b. Cette réaction peut-elle être considérée comme totale ou limitée ?
 - c. Déterminer les molarités des différentes espèces dans (M).
 - d. En déduire la valeur du pH de (M).

Exercice n°15

Deux solutions (S_1) et (S_2) de bases B_1 et B_2 dont l'une est faible l'autre est forte. Les pH de ces deux solutions sont égaux. Les concentrations des solutions (S_1) et (S_2) sont respectivement $C_1=1\text{mmol.L}^{-1}$ et $C_2=63\text{mmol.L}^{-1}$.

1. Laquelle de ces deux bases est forte ? Justifier.
2. Exprimer puis calculer la valeur commune de pH.
3. Donner, sans démonstration, l'expression du pH de la solution de base faible.
4. En déduire le pK_A du couple comportant la base faible.

Exercice n°16

On prépare deux solutions (S_1) et (S_2) en dissolvant deux bases B_1 et B_2 dans l'eau, les concentrations initiales des deux solutions sont égaux ($C_1=C_2=C$). On oublie de coller une étiquette sur les deux flacons contenant les solutions, mais on sait que l'une de ces deux bases est l'hydroxyde de potassium (KOH base forte).

La mesure du pH des deux solutions (S_1) et (S_2) donne respectivement $\text{pH}_1=10,45$ et $\text{pH}_2=11,7$.

1. Montrer que B_2 correspond à la base forte KOH.
2. Compléter le tableau d'avancement relatif à la réaction de la base B_1 avec l'eau :

Equation de la réaction		$B_1 + H_2O \rightleftharpoons B_1H^+ + OH^-$			
Etat	Avancement volumique (mol.L^{-1})	Concentration (mol.L^{-1})			
Initial	0		excès		
Final	y_F		excès		

3. Montrer que la constante d'acidité du couple comportant la base faible (B_1H^+/B_1) est donnée par la relation : $K_A = 10^{-pH} \left(\frac{1}{\tau_f} - 1 \right)$ où τ_f représente le taux final d'avancement.

4. Etablir, pour le couple (B_1H^+/B_1), la relation $pK_A = 2pH - pK_e - \log C$. Calculer pK_A .

Exercice n°17

On mesure le pH d'une solution (S_1) d'ammoniac NH_3 et d'une solution (S_2) d'hydroxylamine NH_2OH de même concentration $C=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient respectivement $pH_1=10,6$ et $pH_2=9$.

a- Calculer le taux d'avancement final τ_f de la réaction de ces bases avec l'eau.

b- Quelle est l'influence de pK_A des couples acide/base correspondant sur la valeur de τ_f ?

Données : $pK_{A_1} (NH_4^+ / NH_3) = 9,2$ et $pK_{A_2} (NH_3 OH^+ / NH_2OH) = 6$.

Exercice n°18

L'acide méthanoïque $HCOOH$ est un acide faible, dont $K_A = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

1. a. Donner la définition de Bronsted d'un acide.

b. Ecrire l'équation qui modélise la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau.

c. Donner la formule chimique de sa base conjuguée.

2. On dispose d'une solution aqueuse (S_1) d'acide méthanoïque de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

a. Dresser le tableau d'avancement faisant intervenir C_1 et y_f .

b. Exprimer le taux d'avancement final τ_f en fonction de $[H_3O^+]_f$ et C_1 .

c. Montrer que $K_A = \frac{C_1 \tau_f^2}{1 - \tau_f}$.

d. En déduire la valeur de τ_f puis celle de $[H_3O^+]_f$.

3. On dilue dix fois la solution (S_1) on obtient une autre solution (S_2) d'acide méthanoïque de concentration C_2 .

Solution	(S_1)	(S_2)
Concentration (mol.L^{-1})	0,1	
$[H_3O^+]_f$ (mol.L^{-1})		
τ_f		
K_A		

a. Compléter les valeurs incomplètes du tableau.

b. En déduire l'influence de la dilution d'une solution aqueuse d'acide faible sur $[H_3O^+]_f$, τ_f et K_A .