

Série n° 12

Comparaison des acides et des bases

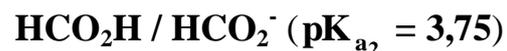
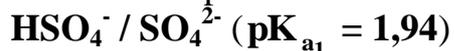
Exercice n° 1 :

On considère la réaction acide-base : $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{ClO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HClO}$

- 1) Quels sont les couples acide-base mis en jeu au cours de cette réaction ?
- 2) Donner les expressions de :
 - a) La constante d'équilibre K relative à cette relation.
 - b) K_{a_1} et K_{a_2} : les constantes d'acidité des deux couples mis en jeu.
- 3) a) Exprimer K en fonction de K_{a_1} et K_{a_2} .
 b) Sachant que $K = 6,3 \cdot 10^{-4}$. Comparer la force des deux acides mis en jeu.

Exercice n° 2 :

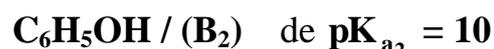
On considère les couples acide-base suivants :



- 1) Écrire l'équation de la réaction acide-base mettant en jeu ces deux couples avec HSO_4^- écrit à gauche.
- 2) Comparer la force des acides et la force des bases.
- 3) Quelle réaction se produit spontanément dans les systèmes (S_1) et (S_2) dont la composition est la suivante :
 - a) Système (S_1) :
$$\begin{cases} [\text{HSO}_4^-] = [\text{HCO}_2\text{H}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{SO}_4^{2-}] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{HCO}_2^-] = 0,001 \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$
 - b) Système (S_2) :
$$\begin{cases} [\text{HSO}_4^-] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{HCO}_2\text{H}] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{SO}_4^{2-}] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{HCO}_2^-] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$

Exercice n° 3 :

On considère les couples acide-base suivants :



- 1) Donner les formules de (A_1) et (B_2) et comparer les forces des acides des deux couples.
- 2) Écrire l'équation de la réaction de la méthylamine (CH_3NH_2) avec l'eau. Calculer la valeur de constante d'équilibre K_1 de cette réaction.
- 3) a) Calculer la constante d'équilibre K de la réaction entre (CH_3NH_2) et ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$).
 b) On mélange, en solution aqueuse, $0,1 \text{ mol}$ de chacune des entités des deux couples. Calculer les quantités de (CH_3NH_2) et de (A_1) à l'équilibre chimique.
 c) Déduire la molarité de (H_3O^+) dans la solution obtenue.

- 4) La réaction entre (CH_3NH_2) et l'acide (NH_4^+) a une constante d'équilibre $K_2 = 31,6$. Comparer les forces des acides ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$) et (NH_4^+).
- 5) On mélange **0,1 mol** de ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$), **0,2 mol** de (NH_3), **0,2 mol** de ($\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$) et **0,1 mol** de (NH_4^+). Dans quel sens le système évolue-t-il spontanément ?

Exercice n° 4 :

- 1) a) Définir une base selon la théorie de Bronsted.
 b) Soit la base de formule chimique (ClO^-), établir la relation reliant sa constante d'acidité K_a , sa constante de basicité K_b et le produit ionique K_e de l'eau.
- 2) a) Compléter le tableau suivant par ce qui manque.

Composé acide	NH_3	HCOOH	HNO_2
Base conjuguée	ClO^-	HCOO^-
$\text{p}K_a$	7,5	3,3
K_b	$6,3 \cdot 10^{-10}$	$3,6 \cdot 10^{-7}$	$6,3 \cdot 10^{-11}$

- b) Classer ces couples acide-base par force de basicité décroissante.
- 3) L'acide (NH_3), de constante d'acidité K_{a1} , réagit avec la base conjuguée de (HCOOH) de constante d'acidité K_{a2} .
- a) Écrire l'équation de cette réaction.
 b) Exprimer sa constante d'équilibre K en fonction des concentrations molaires.
 c) Montrer qu'elle peut s'écrire sous la forme $K = 10^{\text{p}K_{b1} + \text{p}K_{a2} - \text{p}K_e}$.
 d) Calculer sa valeur. Déduire une comparaison des forces des deux acides.
 e) Si on part d'un mélange équimolaire contenant $n_0 = 10^{-2}$ mol de chaque espèce (réactifs et produits), quel volume V de gaz (NH_3) faut-il dissoudre dans un litre du mélange, pour que la réaction évolue spontanément dans le sens direct ?

Exercice n° 5 :

- I. Pour un couple acide-base AH / A correspond deux constantes d'équilibre K_a et K_b .
- 1) Qu'appelle-t-on chacune de ses constantes ?
 2) Établir les expressions de ces deux constantes en fonction des concentrations.
 3) Établir la relation liant K_a , K_b et K_e (produit ionique de l'eau).
- II. On considère la réaction suivante : $\text{HNO}_2 + \text{HCO}_2^- \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{HCO}_2\text{H}$
- 1) Montrer qu'il s'agit d'une réaction acide-base.
 2) Quels sont les couples acide-base mis en jeu au cours de la réaction ?

- 3) a) Exprimer la constante d'équilibre K de la réaction en fonction de K_{a_1} et K_{a_2} .
- b) On donne : pK_{a_1} ($\text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-$) = 3,3 ; pK_{b_2} ($\text{HCO}_2\text{H} / \text{HCO}_2^-$) = 10,25 et $pK_e = 14$. Déterminer la valeur de K .
- c) Comparer les forces des acides et celles des bases des couples mis en jeu dans la réaction.
- 4) On considère un système chimique contenant : 0,1 mol de HNO_2 , 0,2 mol de HCO_2H , 0,5 mol de HCO_2^- et 0,4 mol de NO_2^- . Le système est-il en équilibre ? Si non dans quel sens évolue-t-il ? Justifier.

Exercice n° 6 :

On dispose de deux solutions d'acides :

- (S_1) comportant une solution de A_1H de concentration molaire $C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $pH_1 = 3,2$.
 - (S_2) comportant une solution de A_2H de concentration molaire $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $pH_2 = 2,5$.
- 1) Les acides A_1H et A_2H sont-ils forts ou faibles ? Justifier.
 - 2) Écrire l'équation de dissociation de chaque acide dans l'eau.
 - 3) Déterminer les taux d'avancement τ_1 et τ_2 de chaque réaction. Comparer les forces de ces deux acides.
 - 4) On s'intéresse maintenant à la réaction suivante : $A_2H + A_1^- \rightleftharpoons A_2^- + A_1H$.
On donne : $K = 10$ à 25°C .
 - a) Exprimer K en fonction de K_{a_1} et K_{a_2} les constantes d'acidités respectives de A_1H et A_2H .
 - b) On part d'un mélange initial comportant A_1H , A_1^- , A_2H et A_2^- , telles que :
 $[A_1H] = [A_1^-] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[A_2H] = [A_2^-] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
 - i. Dans quel sens se produit spontanément ? Justifier la réponse.
 - ii. Déterminer les concentrations des différentes entités chimiques présentes lorsque le système atteint l'équilibre.
 - c) On donne $pK_{a_1} = 4,75$. Calculer pK_{a_2} .
 - 5) À 10 mL de (S_1) on ajoute un volume V d'eau, on obtient une nouvelle solution (S') de $pH = 3,4$.
 - a) Déterminer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans (S') à part l'eau.
 - b) En déduire la nouvelle concentration C'_1 , puis le volume V .
 - c) Calculer le nouveau taux d'avancement τ'_1 dans ce cas.
 - d) Comparer τ_1 et τ'_1 . Montrer que le résultat de cette comparaison est en accord avec la loi de modération.

