

Exercice * :

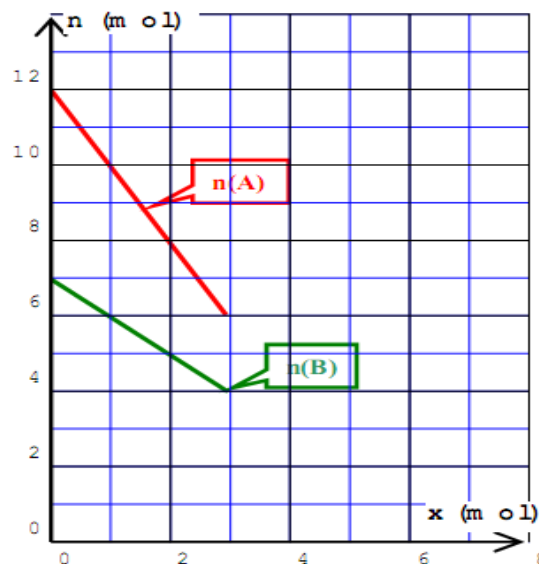
Compléter le tableau ci-dessous :

équation de la réaction		A	+	3 B	=	C	+	2 D
état du système	avancement	n(A) (mol)		n(B) (mol)		n(C) (mol)		n(D) (mol)
état initial	0	10		6		0		0
état intermédiaire	x							
Etat final	x_f	9						
état d'avancement maximal	x_{max}							

Exercice* :

Une espèce chimique A réagit sur une espèce chimique B. Utiliser le diagramme d'évolution de leurs quantités de matière pour répondre aux questions suivantes :

- 1) Quels sont les nombres stoechiométriques des espèces A et B dans l'équation de la réaction ?
- 2) Quel est le réactif limitant ?
- 3) Quel est l'avancement maximal ?
- 4) Quel est l'avancement final ?
- 5) Que vaut le taux d'avancement final ?



Exercice 1 :

- 1) Quel est le pH de l'eau pure à 8 °C ?
- 2) À 60 °C, une solution de pH = 6,8 est-elle acide ou basique ?

Données : à 8 °C, pK_e = 14,6 et à 60 °C, pK_e = 13.

Exercice 2 :

On considère une solution aqueuse d'acide lactique, CH₃CHOHCO₂H, de concentration molaire apportée C = 5 × 10⁻³ mol .L⁻¹.

Le taux d'avancement final de la réaction de cet acide avec l'eau vaut : τ_f = 0,147.

- 1) Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors de la mise en solution dans l'eau.
- 2) Calculer les concentrations molaires dans la solution de l'ion oxonium, de l'ion lactate, de l'acide lactique.

- 3) Calculer le pH de la solution.
- 4) En déduire les valeurs de la constante d'acidité et du pK_A du couple acide lactique/ion lactate.

Exercice 3 :

On considère trois solutions aqueuses (1),(2), (3), de même concentration apportée $C = 3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de méthylamine, $\text{CH}_3\text{NH}_{2(\text{aq})}$ d'ammoniac et de méthanoate de sodium, $\text{HCO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})}$

- 1) Écrire les équations des réactions des bases avec l'eau.
- 2) Classer ces bases par force croissante.
- 3) Attribuer à chaque réaction son taux d'avancement final puis à chaque solution son pH.

$$\tau_f : \quad 1,6 \times 10^{-4} ; 6,7 \times 10^{-2} ; 0,33$$

$$\text{pH} : \quad 10,3 ; 7,7 ; 11$$

Données : à 25 °C, $pK_A (\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2) = pK_{A1} = 10,7$. $pK_A (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = pK_{A2} = 9,2$.

$pK_A (\text{HCO}_2\text{H} / \text{HCO}_2^-) = pK_{A3} = 3,8$.

Exercice 4 :

- A) On introduit de l'acide éthanóïque pur dans de l'eau. On obtient une solution aqueuse S_1 , de volume $V_1 = 10 \text{ mL}$, de concentration apportée en acide éthanóïque $C_1 = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La mesure du pH de la solution S_1 , donne 3,2.
1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau. On note (1) cette équation
 2. Avancement de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau.
 - a) Déterminer l'avancement final x_{f1} de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau.
 - b) En déduire le taux d'avancement final τ_{f1} , de cette réaction.

- B) Soit une solution préparée par dissolution dans l'eau d'ammoniac gazeux. On obtient une solution aqueuse S_2 de volume $V_2 = 10 \text{ mL}$, de concentration apportée en ammoniac $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La mesure du pH de la solution S_2 donne 10,6.

- 1) Écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac $\text{NH}_3(\text{aq})$ avec l'eau. On note (2) cette équation.
- 2) Déterminer le taux d'avancement final τ_{f2} de cette réaction

- C) Évolution d'un mélange d'acide éthanóïque et d'ammoniac dans l'eau.

On réalise une solution S de volume $V = 20 \text{ mL}$ en introduisant dans l'eau $2 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'acide éthanóïque et 10^{-4} mol d'ammoniac. On modélise la transformation qui a lieu par la réaction d'équation : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) = \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$

- 1) Déterminer la valeur de la constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction.
- 2) Exprimer cette constante d'équilibre en fonction de l'avancement final x_{f3}
- 3) Montrer que x_{f3} est solution d'une équation du second degré. Résoudre cette équation et déterminer la valeur de x_{f3} .
- 4) Comparer x_{f3} à la valeur de l'avancement maximal $x_{3\text{max}}$. La transformation du système peut elle être considérée comme totale ?
- 5) Expliquer pourquoi la valeur du pH de la solution S est égale à 4,7.

Données : les mesures sont effectuées à 25 °C :

$pK_A (\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-) = pK_{A1} = 4,7$; $pK_A (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = pK_{A2} = 9,2$; $pK_e = 14$.

Bon courage