



Baccalauréat des voies générale et technologique



Épreuve de physique-chimie de série S

Annales 0 : exemples d'exercices
[BO n° 27 du 4 juillet 2002](#)

Chimie, enseignement obligatoire :
Réactions en solution aqueuse

Attention : Les sujets proposés ne sont pas représentatifs de l'ensemble des possibilités offertes par les programmes et ne constituent donc pas une liste fermée de ces possibilités. Aussi doivent-ils être considérés comme des exemples et non comme des modèles.

27 août 2002

Réactions en solution aqueuse
(d'après bac Polynésie juin 1997)
L'usage de la calculatrice est autorisé

Données : les mesures sont effectuées à 25 °C :

Acide éthanoïque / ion éthanoate : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$: $pK_{A_1} = 4,7$

Ion ammonium / ammoniac : $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: $pK_{A_2} = 9,2$

$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$: $pK_A = 0$

$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$: $pK_A = 14$

Les questions 1, 2, 3 sont indépendantes.

1. Produit ionique de l'eau

- 1.1. Qu'appelle-t-on produit ionique de l'eau ?
- 1.2. Déterminer sa valeur à partir des données précédentes.

2. Réaction de l'acide éthanoïque et de l'eau

On introduit de l'acide éthanoïque pur dans de l'eau. On obtient une solution aqueuse S_1 de volume $V_1 = 10 \text{ mL}$, de concentration apportée en acide éthanoïque $C_1 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La mesure du pH de la solution S_1 donne 3,2.

- 2.1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau. On note (1) cette équation.
- 2.2. Tracer le diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque / ion éthanoate. En déduire l'espèce prédominante dans la solution S_1 .
- 2.3. Avancement de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau
 - 2.3.a. Déterminer l'avancement final x_{1f} de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau (on pourra s'aider d'un tableau d'avancement).
 - 2.3.b. Comparer x_{1f} et l'avancement maximal $x_{1\text{max}}$ (avancement final qui serait atteint si la transformation était totale).
 - 2.3.c. En déduire le taux d'avancement final τ_1 de cette réaction.
 - 2.3.d. Le résultat est-il cohérent avec celui de la question 2.2 ? Justifier.

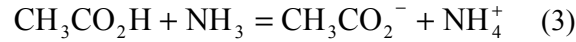
3. Réaction de l'ammoniac avec l'eau

Soit une solution préparée par dissolution dans l'eau d'ammoniac gazeux. On obtient une solution aqueuse S_2 de volume $V_2 = 10,0 \text{ mL}$, de concentration apportée en ammoniac $C_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La mesure du pH de la solution S_2 donne 10,6.

- 3.1. Écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau. On note (2) cette équation.
- 3.2. Tracer le diagramme de prédominance du couple ion ammonium / ammoniac. En déduire l'espèce prédominante dans S_2 .
- 3.3. Déterminer le taux d'avancement final τ_2 de cette réaction (on pourra s'aider d'un tableau d'avancement). Le résultat est-il cohérent avec celui de la question 3.2 ? Justifier.

4. Evolution 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 $2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'acide éthanóïque et $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'ammoniac. On modélise la transformation qui a lieu par la réaction suivante :



- 4.1. Calculer le quotient de réaction du système dans l'état initial Q_{ri} .
- 4.2. Comparer Q_{ri} au quotient de réaction dans l'état d'équilibre Q_{req} . Que peut-on en déduire ?
- 4.3. Exprimer Q_{req} en fonction de l'avancement maximal x_{3f} de la réaction (on pourra s'aider d'un tableau). En déduire la valeur de x_{3f} . La comparer à la valeur de l'avancement maximal $x_{3\max}$.
- 4.4. La transformation du système peut-elle être considérée comme totale ? A l'aide du bilan de matière dans l'état final, citer, pour chacun des couples $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$ et $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$, les espèces prédominantes dans la solution S .
Expliquer pourquoi la valeur du pH de la solution S est égale à 4,7.

Réactions en solution aqueuse	
Questions	Compétences
<p>1. Produit ionique de l'eau 1.1. Qu'appelle-t-on produit ionique de l'eau ? 1.2 Déterminer sa valeur à partir des données précédentes.</p>	<p>Savoir que K_e est la constante d'équilibre associée à la réaction d'autoprotolyse de l'eau. Déterminer la constante d'équilibre associée à l'équation d'une réaction acido-basique à l'aide des constantes d'acidité des couples en présence.</p>
<p>2. Réaction de l'acide éthanoïque et de l'eau 2.1 Écrire l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau. 2.2 Tracer le diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque / ion éthanoate. En déduire l'espèce prédominante dans S_1. 2.3.a. Déterminer l'avancement final x_{1f} de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau (on pourra s'aider d'un tableau d'avancement). 2.3.b. Comparer x_{1f} et l'avancement maximal x_{1max}. 2.3.c. En déduire le taux d'avancement final τ_1 de cette réaction. 2.3.d. Le résultat est-il cohérent avec celui de la question 2.2 ? Justifier.</p>	<p>Ecrire l'équation de la réaction associée à une transformation acido-basique. Connaissant le pH d'une solution aqueuse et le pK_A du couple acide-base, indiquer l'espèce prédominante Connaissant la valeur de la concentration et du pH d'une solution d'acide, calculer l'avancement final de la réaction de cet acide sur l'eau et le comparer à l'avancement maximal. Connaître la définition du taux d'avancement final et le déterminer à partir d'une mesure.</p>
<p>3. Réaction de l'ammoniac avec l'eau 3.1 Écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau. 3.2 Tracer le diagramme de prédominance du couple ion ammonium / ammoniac. En déduire l'espèce prédominante dans S_2. 3.3 Déterminer le taux d'avancement final τ_2 de cette réaction (on pourra s'aider d'un tableau d'avancement). Le résultat est-il cohérent avec celui de la question 3.2 ? Justifier.</p>	<p>Ecrire l'équation de la réaction associée à une transformation acido-basique. Connaissant le pH d'une solution aqueuse et le pK_A du couple acide-base, indiquer l'espèce prédominante Connaître la définition du taux d'avancement final et le déterminer à partir d'une mesure.</p>

<p>4. Acide éthanoïque et ammoniac</p> <p>4.1 Calculer le quotient de réaction du système dans l'état initial Q_{ri}.</p> <p>4.2 Comparer Q_{ri} au quotient de réaction dans l'état d'équilibre Q_{req}. Que peut-on en déduire ?</p> <p>4.3 Exprimer Q_{req} en fonction de x_{3f} (on pourra s'aider d'un tableau). En déduire la valeur de l'avancement final x_{3f} de la réaction. La comparer à la valeur de l'avancement maximal x_{3max}.</p> <p>4.4 La transformation du système peut-elle être considérée comme totale ? A l'aide du bilan de matière dans l'état final, citer, pour chacun des couples $CH_3CO_2H / CH_3CO_2^-$ et NH_4^+ / NH_3 les espèces prédominantes dans la solution S. Expliquer pourquoi la valeur du pH de la solution S est égale à 4,7.</p>	<p>En disposant de l'équation d'une réaction, donner l'expression littérale du quotient de réaction Q_r et calculer sa valeur dans un état donné du système.</p> <p>Savoir que le quotient de réaction dans l'état d'équilibre d'un système, Q_{req}, prend une valeur, indépendante de la composition initiale, qui est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction.</p> <p>Déterminer la constante d'équilibre associée à l'équation d'une réaction acido-basique à l'aide des constantes d'acidité des couples en présence.</p> <p>Etre capable de déterminer le sens d'évolution d'un système donné en comparant la valeur du quotient de réaction dans l'état initial à la constante d'équilibre dans le cas de réactions acido-basiques.</p>
--	--

Réactions en solution aqueuse						
N° question	Réponse					Commentaires
1.1	$K_e = [H_3O^+].[HO^-]$					
1.2	Pour H_2O/OH^- $H_2O + H_2O = OH^- + H_3O^+$ $pK_A = 14$ $K = K_A = K_e = 10^{-14}$					
2.1	$CH_3CO_2H + H_2O = CH_3CO_2^- + H_3O^+$					
2.2	Pour $pH < pK_A$ c'est l'acide du couple qui prédomine. Ici $pH = 3,2$ et $pK_{A1} = 4,7$ donc l'acide éthanoïque prédomine.					
2.3.a.	$CH_3CO_2H + H_2O = CH_3CO_2^- + H_3O^+$					
Quantité de matière	dans l'état initial (mol)	$C_1 V_1$	*	0	0	
	au cours de la transfo (mol)	$C_1 V_1 - x_1$	*	x_1	x_1	
	dans l'état final (mol)	$(C_1 - 10^{-pH}) V_1$	*	$10^{-pH} V_1$	$10^{-pH} V_1$	
	$x_{1f} = 10^{-pH} V_1$ soit $6,3 \cdot 10^{-6}$ mol					
2.3.b.	$x_{1max} = C_1 V_1$ soit $2 \cdot 10^{-4}$ mol. La transformation n'est pas totale.					
2.3.c.	$\tau_1 = x_{1f} / x_{1max}$ soit 0,03 soit 3%					
2.3.d.	Seulement 3% de l'acide éthanoïque a réagi, l'espèce qui prédomine est bien l'acide éthanoïque.					
3.1	$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$					
3.2	$(pH = 10,6) > (pK_A = 9,2)$ donc c'est la base du couple acide base qui prédomine, ici NH_3 .					
3.3	$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$					
Quantité de matière	dans l'état initial (mol)	$C_2 V_2$	*	0	0	
	au cours de la transfo (mol)	$C_2 V_2 - x_2$	*	x_2	x_2	
	dans l'état final (mol)	$V_2 (C_2 - K_e / 10^{-pH})$	*	$K_e V_2 / 10^{-pH}$	$K_e V_2 / 10^{-pH}$	
	$\tau_2 = (K_e V_2 / 10^{-pH}) / C_2 V_2$ soit $\tau_2 = 0,04$ soit 4%. L'espèce NH_3 prédomine donc dans la solution.					
4.1	$Q_{ri} = [CH_3CO_2^-][NH_4^+] / [CH_3CO_2H][NH_3]$ les ions ammonium et acétate ne sont pas apportés initialement donc $Q_{ri} = 0$					

4.2	$Q_{req} = K_{A_1} / K_{A_2}$ $Q_{req} = 3,2 \cdot 10^{-4} > Q_{ri}$ donc la transformation a lieu dans le sens direct.				
4.3	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{NH}_3 = \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{NH}_4^+$				
Quantité de matière	dans l'état initial(mol)	2×10^{-4}	1×10^{-4}	0	0
	au cours de la transfo (mol)	$2 \times 10^{-4} - x_3$	$1 \times 10^{-4} - x_3$	x_3	x_3
	dans l'état final(mol)	$2 \times 10^{-4} - x_{3f}$	$1 \times 10^{-4} - x_{3f}$	x_{3f}	x_{3f}
	$Q_{req} = x_{3f}^2 / (2 \times 10^{-4} - x_{3f})(10^{-4} - x_{3f})$ or $Q_{req} = 3,2 \times 10^{-4}$, x_{3f} est solution d'une équation du second degré d'où $x_{3f} \sim 10^{-4}$ mol c'est à dire égal à x_{3max} .				
4.4	La transformation peut donc être considérée comme totale. Dans S les ions ammonium prédominent, l'ammoniac ayant pratiquement disparu, les ions acétate et l'acide éthanóique sont en même quantité (10^{-4} mol). Le pH de la solution est donc égal à $\text{pK}_{A1} = 4,7$.				