

BCPST 1 - Devoir Surveillé n°5 - CHIMIE

Mercredi 28 janvier 2026 – 1h30

Usage de la calculatrice : autorisé

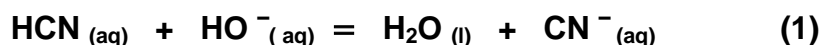
Toute réponse doit être justifiée. Tout résultat final doit être mis en valeur.

On attend un résultat littéral préalablement à toute application numérique, ainsi que des réponses concises mais précises.

EXERCICE 1 : LES IONS CYANURE

(45 MINUTES)

L'une des synthèses les plus répandues du cyanure de potassium KCN est réalisée en milieu aqueux tamponné à $\text{pH} = 12,0$ par traitement d'une solution aqueuse de potasse ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) considérée en excès par un volume V_a d'une solution aqueuse d'acide cyanhydrique $\text{HCN}_{(\text{aq})}$ de concentration $C_a = 1,75 \text{ mol.L}^{-1}$ selon la transformation modélisée par la réaction d'équation chimique :



On obtient alors une solution aqueuse de cyanure de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{CN}^-_{(\text{aq})}$). Plusieurs étapes non détaillées ici permettent ensuite d'isoler le cyanure de potassium sous forme solide $\text{KCN}_{(\text{s})}$.

On souhaite comprendre pourquoi on a intérêt à réaliser cette synthèse à un $\text{pH} = 12,0$. On étudie pour cela la même réaction mais à un pH plus bas.

Données : # Constante d'autoprotolyse de l'eau : $K_e = 10^{-14}$ à 25°C

Acide cyanhydrique : $\text{HCN}_{(\text{aq})} / \text{CN}^-_{(\text{aq})}$: $\text{p}K_{a1} = 9,2$

Couples acido-basiques de l'acide phosphorique : $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})} / \text{H}_2\text{PO}_{4(\text{aq})}^-$: $\text{p}K_{a2} = 2,1$

$\text{H}_2\text{PO}_{4(\text{aq})}^- / \text{HPO}_{4(\text{aq})}^{2-}$: $\text{p}K_{a3} = 7,2$

$\text{HPO}_{4(\text{aq})}^{2-} / \text{PO}_{4(\text{aq})}^{3-}$: $\text{p}K_{a4} = 12,4$

Masses molaires atomiques :

Élément	H	C	N	O	Na	P	K
$M \text{ (g.mol}^{-1}\text{)}$	1,0	12,0	14,0	16,0	23,0	31,0	39,1

- 1- Écrire l'équation de la réaction de l'acide cyanhydrique $\text{HCN}_{(\text{aq})}$ avec l'eau et calculer sa constante d'équilibre K .
- 2- En supposant que la concentration initiale de l'acide cyanhydrique est $C_a = 1,75 \text{ mol.L}^{-1}$, calculer la concentration à l'équilibre des ions cyanure $\text{CN}^-_{(\text{aq})}$ formés ainsi que le pH de la solution à l'équilibre.

On étudie maintenant la formation des ions cyanure en milieu aqueux tamponné à $\text{pH} = 12,0$ selon la réaction **(1)**.

- 3- Calculer la constante d'équilibre K' de la réaction **(1)**. Conclure quant à l'intérêt de l'utilisation de la solution tampon à $\text{pH} = 12,0$ pour synthétiser les ions cyanure.
- 4- Pourquoi peut-on considérer que la concentration en ions hydroxyde reste constante au cours de la réaction **(1)** ? Exprimer puis calculer cette concentration.
- 5- On souhaite synthétiser une masse $m_{\text{KCN}} = 1,00 \text{ kg}$ de cyanure de potassium $\text{KCN}_{(s)}$ à l'aide de cette réaction **(1)**. Calculer le volume V_a de solution aqueuse d'acide cyanhydrique $\text{HCN}_{(aq)}$ de concentration $C_a = 1,75 \text{ mol.L}^{-1}$ nécessaire. Détailler le calcul.

La solution tampon à $\text{pH} = 12,0$ est réalisée à partir des espèces phosphatées dont les couples acido-basiques sont précisés dans les données.

- 6- Tracer le diagramme de prédominance relatif aux trois couples acido-basiques des espèces phosphatées et en déduire l'acide et la base à choisir pour réaliser la solution tampon à $\text{pH} = 12,0$.
- 7- On souhaite fabriquer un volume $V_T = 1,00 \text{ L}$ de solution tampon en dissolvant dans l'eau l'acide et la base choisis précédemment. La concentration totale en quantité de matière d'espèces dissoutes phosphorées vaut $C_T = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer les concentrations de l'acide et de la base dans la solution tampon à $\text{pH} = 12,0$.
- 8- On rappelle que les sels ioniques sont disponibles sous forme de poudre avec les ions sodium $\text{NaH}_2\text{PO}_4 (s)$, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 (s)$, $\text{Na}_3\text{PO}_4 (s)$. Calculer les masses nécessaires des sels ioniques concernés pour réaliser $V_T = 1,00 \text{ L}$ de solution tampon.
- 9- Proposer un protocole opératoire permettant de réaliser $1,00 \text{ L}$ d'une solution tampon à $\text{pH} = 12,0$ à l'aide de tout matériel de laboratoire nécessaire, d'eau distillée et des espèces solides nécessaires. Préciser le nom de la verrerie utilisée.

Le lait frais contient essentiellement de l'eau (87 % en masse) mais aussi des glucides, des protéines et des corps gras. Le lactose $C_{12}H_{22}O_{11}$ est le glucide le plus abondant. Des bactéries peuvent provoquer sa transformation en acide 2-hydroxypropanoïque, monoacide usuellement appelé acide lactique.

Bien que l'acide lactique ne soit pas le seul acide présent, on caractérise l'acidité du lait par son équivalent en acide lactique.

Données :

Pour l'acide lactique : $pK_a = 3,9$; $M_a = 90,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Phénolphtaléine ($\varphi\varphi$) : zone de virage 8,2-10 ; Teinte acide : incolore ; Teinte basique : rose.

Pour choisir un indicateur coloré adapté à un titrage colorimétrique, on s'intéresse au titrage pH-métrique de $V_A = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide lactique AH à la concentration $C_A = 0,120 \text{ mol.L}^{-1}$, par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)}$, $\text{HO}^-_{(aq)}$) à la concentration $C_B = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ (volume versé V_B).

- 1- Écrire la formule semi-développée de l'acide lactique et de sa base conjuguée.
- 2- Faire un schéma annoté du montage complet permettant de réaliser le titrage pH-métrique en précisant la nature de l'électrode (ou des électrodes) à utiliser.
- 3- Écrire l'équation chimique support du titrage et calculer sa constante d'équilibre. Commenter.
- 4- Déterminer la valeur V_E attendue pour le volume équivalent.
- 5- Qu'appelle-t-on « demi-équivalence » ? Déterminer la valeur du pH du mélange réactionnel à ce moment particulier du titrage.
- 6- Montrer qu'à l'équivalence, le pH du mélange réactionnel vaut 8,3.
- 7- Proposer un tracé précis de l'allure de la courbe pH-métrique.

Dans la détermination de l'acidité du lait, le protocole standard prescrit l'usage de phénolphtaléine notée $\varphi\varphi$ (en solution à 1 % dans l'éthanol à 95°, 2 gouttes pour 10 mL de lait) et un titrage par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_D = \frac{1}{9} \text{ mol.L}^{-1}$ (dite soude Dornic).

- 8- Justifier le choix de la $\varphi\varphi$ pour ce titrage et indiquer précisément le mode de détermination du volume équivalent.
- 9- Expliquer pourquoi on ne met pas plus de deux gouttes de $\varphi\varphi$ dans le lait titré.

Dans l'industrie laitière, l'acidité d'un lait s'exprime en degré Dornic (°D). Un degré Dornic correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait. L'acidité d'un lait frais doit être inférieure à 18 °D.

Dans un bécher, on verse $V_{\text{lait}} = 10,0 \text{ mL}$ du lait à étudier, on ajoute 2 gouttes de $\varphi\varphi$. La burette est remplie de soude Dornic. L'équivalence est obtenue pour un volume $V_E' = 3,2 \text{ mL}$.

- 10- Déterminer si ce lait est frais.