

Approfondissement

Transformations acide-base

Polyacides, spectroscopie IR, régulation de l'acidité du sang, problème ouvert

7 exercices · niveau ●●● · durée conseillée : 2 h · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Traiter le cas d'un polyacide : demi-équations successives, espèces amphotères, réactions complètes avec une base.
- Exploiter un spectre infrarouge pour prouver qu'un ion H^+ a été transféré ; transposer le modèle des couples de l'acide carbonique à d'autres oxydes.
- Résoudre un problème ouvert et analyser une situation biologique ou environnementale en termes de transferts d'ions H^+ .

Exercice 1 L'acide phosphorique d'un soda

●●●

L'acide phosphorique H_3PO_4 (additif E338) donne leur goût acidulé à certains sodas. C'est un *triacide* : il peut céder successivement trois ions H^+ .

■ **DONNÉES** M en $g \cdot mol^{-1}$: $M(H) = 1,0$ • $M(O) = 16,0$ • $M(Na) = 23,0$ • $M(P) = 31,0$

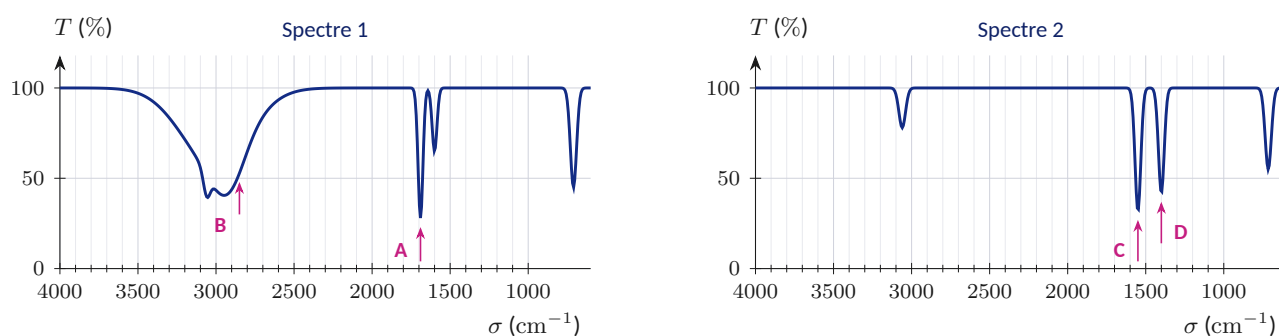
- 1.1 Écrire les trois demi-équations acide-base successives faisant intervenir H_3PO_4 , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} et PO_4^{3-} , puis donner les trois couples correspondants.
- 1.2 Parmi ces quatre espèces, identifier celles qui sont amphotères et justifier.
- 1.3 Écrire l'équation de la réaction entre l'acide phosphorique et l'eau lors du premier transfert d'ion H^+ , puis celle de la réaction entre l'ion $H_2PO_4^-$ et l'ion hydroxyde.
- 1.4 Une canette de 33 cL de soda contient une concentration $c = 6,1 \times 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$ en acide phosphorique. Calculer la masse molaire de l'acide phosphorique, la quantité de matière contenue dans la canette, puis la masse correspondante.
- 1.5 On souhaite transformer entièrement l'acide phosphorique de la canette en ions PO_4^{3-} par ajout d'hydroxyde de sodium. Écrire l'équation de la réaction globale et calculer la masse minimale d'hydroxyde de sodium NaOH nécessaire.

Exercice 2 Prouver un transfert d'ion H^+ par spectroscopie infrarouge

●●●

On dispose de deux solides blancs : l'acide benzoïque C_6H_5COOH et le benzoate de sodium ($Na^+ + C_6H_5COO^-$), obtenu en faisant réagir le premier avec l'hydroxyde de sodium. Leurs spectres infrarouges sont donnés figure 1 ; les bandes d'absorption utiles sont rassemblées dans le tableau ci-dessous.

liaison	σ (cm^{-1})	liaison	σ (cm^{-1})
O – H d'un acide carboxylique	2500 – 3200 (bande large)	C – O d'un ion carboxylate	1550 – 1610 et 1300 – 1420
C = O d'un acide carboxylique	1680 – 1710	C – H d'un cycle aromatique	3030 – 3080

Figure 1 — Spectres infrarouges des deux solides (σ : nombre d'onde, T : transmittance)

- 2.1 Écrire l'équation de la réaction entre l'acide benzoïque et l'ion hydroxyde et préciser les deux couples mis en jeu.
- 2.2 Attribuer, pour chacun des deux spectres, les bandes repérées par une flèche.
- 2.3 Identifier le spectre de l'acide benzoïque et celui du benzoate de sodium, puis citer une bande qui, à elle seule, permet de conclure.
- 2.4 En quoi la comparaison de ces deux spectres constitue-t-elle une preuve expérimentale du transfert d'un ion H^+ ?

Exercice 3 Le dioxyde de soufre et les pluies acides



Le dioxyde de soufre SO_2 , rejeté par la combustion de charbons et de fiouls soufrés, se dissout dans l'eau des nuages en donnant l'espèce notée $SO_2 \cdot H_2O$, qui se comporte comme l'acide carbonique : elle peut céder successivement deux ions H^+ , donnant l'ion hydrogènesulfite HSO_3^- puis l'ion sulfite SO_3^{2-} .

■ **DONNÉES** M en $g \cdot mol^{-1}$: $M(C) = 12,0$ • $M(O) = 16,0$ • $M(S) = 32,1$ • $M(Ca) = 40,1$

- 3.1 Par analogie avec l'acide carbonique, écrire les deux demi-équations acide-base et donner les deux couples correspondants. Quelle espèce est amphotère ?
- 3.2 Écrire l'équation de la réaction entre $SO_2 \cdot H_2O$ et l'eau lors du premier transfert d'ion H^+ . Justifier que la pluie qui contient du dioxyde de soufre dissous est plus riche en ions H_3O^+ que la pluie ordinaire.
- 3.3 Une centrale thermique rejette 1,20 t de dioxyde de soufre par jour. Calculer la quantité de matière correspondante, puis la quantité maximale d'ions H_3O^+ qu'elle peut libérer dans l'eau des nuages si chaque molécule dissoute cède ses deux ions H^+ .
- 3.4 Ces pluies attaquent les monuments en calcaire. Écrire l'équation de la réaction entre l'ion H_3O^+ et le carbonate de calcium, puis calculer la masse maximale de calcaire que les rejets d'une journée peuvent dissoudre.
- 3.5 Les fumées sont traitées en les faisant passer sur du carbonate de calcium en suspension, qui capte le dioxyde de soufre. Expliquer, en une ou deux phrases, en quoi ce procédé repose sur les mêmes transferts d'ions H^+ .

Exercice 4 L'acidité du sang et la respiration



■ DOCUMENT 1 — Le couple $CO_2, H_2O/HCO_3^-$ dans le sang

Les cellules produisent en permanence du dioxyde de carbone, qui se dissout dans le plasma sanguin ; les ions hydrogénocarbonate y sont présents à la concentration $c = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$, pour un volume sanguin total de 5,0 L chez un adulte. Un effort musculaire intense libère en outre de l'acide lactique dans le sang. Le sang est dit « acidifié » lorsque sa concentration en ions H_3O^+ augmente ; les poumons peuvent alors éliminer du dioxyde de carbone en accélérant la respiration.

- 4.1 Écrire l'équation de la réaction entre l'acide lactique $CH_3 - CHOH - COOH$ et l'ion hydrogénocarbonate du sang. Quel rôle joue ici l'ion hydrogénocarbonate ?
- 4.2 Écrire l'équation de la réaction entre CO_2, H_2O et l'eau. En déduire pourquoi éliminer du dioxyde de carbone par la respiration diminue la quantité d'ions H_3O^+ du sang.

- 4.3** Calculer la quantité totale d'ions hydrogénocarbonate présents dans le sang d'un adulte, puis la masse d'acide lactique ($M = 90,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) qu'elle permettrait au maximum de neutraliser.
- 4.4** Un effort intense libère 9,0 g d'acide lactique dans le sang. Quelle proportion des ions hydrogénocarbonate disponibles est consommée ? Commenter la capacité du sang à encaisser cet apport.
- 4.5** Lors d'une crise d'hyperventilation, une personne expire beaucoup trop de dioxyde de carbone. En raisonnant sur les transferts d'ions H^+ , prévoir qualitativement l'effet sur la quantité d'ions H_3O^+ du sang.

Exercice 5 Problème ouvert : détartrer une cafetière



Le fond d'une cafetière est recouvert de $m = 4,5 \text{ g}$ de tartre, assimilé à du carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$. On dispose d'une bouteille de vinaigre blanc « à 8 % », c'est-à-dire contenant 8,0 g d'acide éthanoïque CH_3COOH pour 100 g de solution, de masse volumique $\rho = 1,01 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. La notice conseille de verser 250 mL de vinaigre, de laisser agir puis de rincer.

■ **DONNÉES** M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $M(\text{H}) = 1,0$ • $M(\text{C}) = 12,0$ • $M(\text{O}) = 16,0$ • $M(\text{Ca}) = 40,1$ • $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Le volume conseillé est-il suffisant pour dissoudre tout le tartre ? Répondre par un raisonnement quantitatif complet, en précisant les hypothèses. On indiquera notamment l'équation de la réaction mise en jeu, les quantités de matière des réactifs et le volume de gaz dégagé.

Exercice 6 L'ammoniac liquide, un solvant amphotère



Hors programme — pour aller plus loin. Refroidi au-dessous de -33°C , l'ammoniac NH_3 devient liquide et se comporte alors comme un solvant, à la manière de l'eau. Il donne naissance à l'ion ammonium NH_4^+ et à l'ion amidure NH_2^- .

- 6.1** Écrire les demi-équations acide-base des couples $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ et $\text{NH}_3/\text{NH}_2^-$. Que peut-on en conclure sur l'ammoniac ?
- 6.2** Écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac liquide sur lui-même, par analogie avec la réaction de l'eau sur elle-même.
- 6.3** Représenter les schémas de Lewis des trois espèces NH_4^+ , NH_3 et NH_2^- et indiquer, pour chacune, le nombre de doublets non liants portés par l'atome d'azote.
- 6.4** Dans l'ammoniac liquide, l'amidure de sodium ($\text{Na}^+ + \text{NH}_2^-$) joue le rôle que l'hydroxyde de sodium joue dans l'eau. Écrire l'équation de la réaction entre l'ion amidure et l'acide éthanoïque dissous dans l'ammoniac liquide.
- 6.5** Dresser un tableau de correspondance entre les espèces de l'eau (H_3O^+ , H_2O , HO^-) et celles de l'ammoniac liquide, en justifiant chaque association.

Exercice 7 Deux transferts à ne pas confondre



On réalise deux expériences avec la même solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$), en excès. **Expérience 1** : on y introduit $m_1 = 0,654 \text{ g}$ de zinc en poudre $\text{Zn}(\text{s})$; le métal disparaît et un gaz qui détone à l'approche d'une flamme se dégage ; la solution contient ensuite des ions Zn^{2+} . **Expérience 2** : on y introduit $m_2 = 1,00 \text{ g}$ de carbonate de calcium ; le solide disparaît et le gaz dégagé trouble l'eau de chaux.

■ **DONNÉES** M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12,0$ • $M(\text{O}) = 16,0$ • $M(\text{Ca}) = 40,1$ • $M(\text{Zn}) = 65,4$ • $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 7.1** Pour l'expérience 1, écrire les deux demi-équations électroniques des couples Zn^{2+}/Zn et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$, puis l'équation de la réaction. Quelle particule est échangée ?
- 7.2** Pour l'expérience 2, écrire l'équation de la réaction et identifier les couples acide-base mis en jeu. Quelle particule est échangée cette fois ?
- 7.3** Calculer, pour chaque expérience, la quantité de matière du réactif solide, puis le volume de gaz dégagé.
- 7.4** Calculer la quantité d'électrons échangés dans l'expérience 1 et la quantité d'ions H^+ transférés dans l'expérience 2.
- 7.5** Dans les deux cas, les ions H_3O^+ sont consommés. Expliquer pourquoi une seule de ces deux transformations est une réaction acide-base.