

11 Estimer la force d'un acide

La dissolution d'un échantillon de quantité $n_0 = 10 \text{ mmol}$ d'acide *paratoluènesulfonique*, noté TsOH , dans une quantité d'eau suffisante pour former une solution de volume $V_0 = 1,0 \text{ L}$ mène à une solution de $\text{pH} = 2,0$.

- Déterminer si l'acide *paratoluènesulfonique* est un acide fort.

19 Calculer une constante d'acidité

L'analyse quantitative d'une solution obtenue par introduction dans l'eau d'acide nitreux HNO_2 a permis de mesurer les concentrations en quantité de certaines espèces : $[\text{HNO}_2]_f = 1,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation de l'acide nitreux avec l'eau.
- En déduire la valeur de la concentration en quantité de la base formée à partir de l'acide nitreux.
- Exprimer puis calculer la constante d'acidité du couple acide-base étudié.

20 Valider un taux d'avancement

La réaction de l'acide salicylique avec l'eau a pour équation : $\text{AH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

- Sachant que le $\text{p}K_a$ du couple AH/A^- vaut 3,0, vérifier que le taux d'avancement final pour une solution d'acide salicylique de concentration en quantité $c = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ vaut $\tau = 0,095$.

30 Réaction de l'acide malolactique avec l'eau

La fermentation malolactique permet une conservation naturelle du chou par production d'acide lactique, un acide faible de formule semi-développée $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH--COOH}$. Le $\text{p}K_a$ associé au couple acide lactique/ion lactate vaut 3,9. Une solution de volume $V = 250 \text{ mL}$ est obtenue par dissolution totale dans l'eau d'acide lactique en quantité $n_0 = 10 \text{ mmol}$.

- Établir le tableau d'avancement de la transformation mise en jeu après dissolution de l'acide lactique en faisant intervenir le taux d'avancement final τ .
- Calculer le taux d'avancement final à l'aide d'une calculatrice.

32 Un vin blanc acide

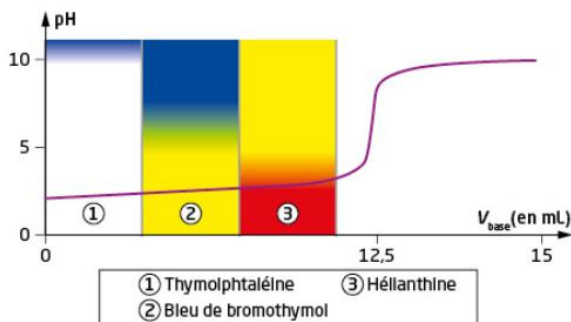
L'ion hydrogénosulfite HSO_3^- est utilisé comme conservateur alimentaire notamment dans le vin blanc ou encore les fruits secs. C'est un amphotère appartenant aux deux couples acide-base : $\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-$ ($\text{p}K_{a1} = 1,8$) ; $\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}$ ($\text{p}K_{a2} = 7,0$).

- Montrer que l'ion hydrogénosulfite peut réagir de deux manières différentes avec l'eau. Écrire les équations de réactions de ces deux transformations.
- Sur un axe gradué en pH, indiquer les domaines de prédominance de H_2SO_3 , HSO_3^- et SO_3^{2-} .
- Un vin blanc a été élevé avec de l'acide sulfureux H_2SO_3 . Son pH mesuré vaut 3,6.
 - Indiquer une cause possible de l'acidité de ce vin blanc par l'écriture d'une équation de réaction.
 - Déterminer l'espèce soufrée prédominante dans ce vin blanc.

33 Choisir un indicateur coloré adapté

APP Extraire l'information utile sur des supports variés

Un titrage par suivi pH-métrique a mené à la courbe ci-dessous :



- Déterminer l'indicateur coloré permettant de repérer le volume à l'équivalence.

34 Apprendre à rédiger

ANA-RAI Proposer une stratégie de résolution RÉA Effectuer un calcul

Une solution aqueuse de volume $V = 1,0 \text{ L}$ est obtenue par dissolution de vitamine C (ou acide ascorbique, noté AH), en quantité $n = 10 \text{ mmol}$. Son pH vaut 3,0.



- Déterminer les valeurs des concentrations en quantité des ions oxonium et hydroxyde de la solution.

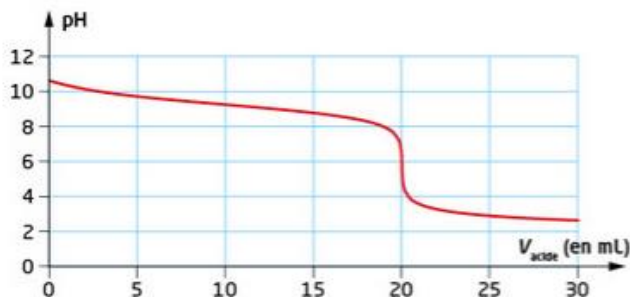
Aide méthodologique

- ▶ Rappeler la relation entre pH et $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$, puis réaliser l'application numérique.
- ▶ Utiliser le produit ionique de l'eau pour exprimer $[\text{HO}^-]_f$, puis réaliser l'application numérique.
- b. À l'aide d'un tableau d'avancement de la réaction de l'acide avec l'eau, déterminer les valeurs des concentrations en quantité d'acide ascorbique AH et d'ion A^- .
 - ▶ Construire le tableau d'avancement avec les expressions littérales.
 - ▶ Rappeler la relation entre quantité de matière, concentration en quantité de matière et volume de la solution.
 - ▶ Relier les concentrations en quantité de matière $[\text{AH}]_f$ et $[\text{A}^-]_f$ à l'avancement final de la réaction puis à $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$.
- c. En déduire la valeur de la constante d'acidité K_a du couple AH/A^- .
 - ▶ Rappeler la loi de l'équilibre appliquée à la réaction de AH avec l'eau, puis réaliser l'application numérique.

38 Le bon indicateur coloré

RÉA Effectuer un calcul VAL Procéder à des tests de vraisemblance

La simulation de la courbe de titrage d'un échantillon de volume $V = 25,0 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ammoniac NH_3 de concentration en quantité de matière $c = 10,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ par une solution titrante d'acide chlorhydrique est fournie ci-dessous. V_{acide} désigne le volume de la solution acide versée.



- Écrire l'équation de la réaction acide-base support du titrage.
- Déterminer le volume à l'équivalence $V_{\text{éqv}}$ du titrage.
- En déduire la valeur de la concentration en quantité d'ion oxonium dans la solution titrante notée c_0 .
- Déterminer le ou les indicateur(s) coloré(s) de la liste ci-dessous qui conviennent pour repérer le volume à l'équivalence $V_{\text{éqv}}$ lorsque le titrage est réalisé sans mesure de pH.
- Décrire l'évolution de la couleur de la solution contenant l'indicateur coloré au cours du titrage, sachant que les solutions d'ammoniac et d'acide chlorhydrique sont incolores.

Indicateur coloré	Couleur d'une solution de l'espèce acide	Couleur d'une solution de l'espèce basique	Zone de virage
Hélianthine	Rouge	Jaune	3,1 – 4,4
Rouge de chlorophénol	Jaune	Rouge violacé	4,8 – 6,4
Rouge de bromophénol	Jaune	Rouge violacé	5,2 – 6,8
Rouge neutre	Rouge	Jaune	6,8 – 8,0
Phénolphthaléine	Incolore	Rouge violacé	8,2 – 10,0
Carmin d'indigo	Bleu	Jaune	11,6 – 14,0

42 Propriétés d'une solution tampon

ANA-RAI Choisir un modèle ou des lois pertinentes RÉA Effectuer un calcul
VAL Faire preuve d'esprit critique

Les solutions tampons sont fréquemment exploitées, aussi bien par les chimistes (étalonnage d'un pH-mètre, par exemple) que par le corps humain (stabilité du pH sanguin). Cet exercice a pour but de déterminer la constitution de ce type de solutions, ainsi que d'en étudier leurs propriétés.

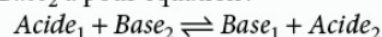
DOC. 1 Solutions tampons

Les solutions tampons sont des solutions aqueuses qui contiennent aussi bien l'acide d'un couple acide-base que la base du même couple, dans des proportions voisines.

Elles sont caractérisées par un pH qui varie très peu lors de l'introduction d'un acide ou d'une base en quantité modérée ou encore lors d'une dilution raisonnable.

DOC. 2 Constante d'équilibre

La réaction entre l'acide d'un premier couple noté $\text{Acide}_1 / \text{Base}_1$ et la base d'un second couple noté $\text{Acide}_2 / \text{Base}_2$ a pour équation :



et possède une constante d'équilibre notée $K(T)$.

Dans le cadre restreint des solutions aqueuses, lorsque cette constante d'équilibre dépasse une valeur limite de 10^3 , la transformation modélisée par le transfert d'ion hydrogène entre les deux couples est considérée comme quasi-totale.

Une solution aqueuse S contient l'ammoniac NH_3 et l'ion ammonium NH_4^+ à la même concentration en quantité de matière notée c .

DONNÉE

Constante d'acidité du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: $K_a = 6,3 \times 10^{-10}$.

a. Exprimer le pH de la solution S et vérifier qu'il ne dépend pas de la valeur de c , donc de la dilution. Calculer alors la valeur du pH de la solution S .

b. Un échantillon de solution d'acide chlorhydrique contenant l'ion oxonium en quantité de matière n est introduit sans variation de volume dans une solution S de volume V . La solution obtenue est notée S' et la quantité d'acide introduit est telle que $n < c \times V$.

Écrire l'équation de la réaction (R) qui modélise le transfert d'ion hydrogène de l'ion oxonium à l'ammoniac.

c. En appliquant la loi de l'équilibre, exprimer la constante d'équilibre $K(T)$ associée à la réaction (R) en fonction de la constante d'acidité K_a .

d. Calculer numériquement $K(T)$ et conclure.

e. Construire le tableau d'avancement associé à la transformation modélisée par la réaction (R). En déduire que

la variation de pH résultant de l'introduction de l'acide chlorhydrique vaut : $\Delta \text{pH} = \text{pH}(S') - \text{pH}(S) = \log \left(\frac{cV - n}{cV + n} \right)$

f. Calculer ΔpH dans le cas où : $c = 100 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, $V = 500 \text{ mL}$ et $n = 0,10 \text{ mmol}$.

g. Réaliser le même calcul dans le cas où $c = 10 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, $V = 500 \text{ mL}$ et $n = 0,10 \text{ mmol}$.

h. Justifier que dans les deux cas précédents, S peut être qualifiée de solution tampon.

i. Conclure sur le lien entre la concentration d'une solution tampon et son efficacité.