MADEMOISELLE PHYSIQUE-CHIMIE

Acides et bases

Exercices — Terminale spécialité

Physique-Chimie

Terminale Spé | Physique-Chimie | Exercices

Partie A — Exercices du manuel

Exercices issus du manuel de l'élève. Les exercices sont numérotés en série continue dans tout le document.

Exercice 1 — Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

L'acide chlorhydrique a de multiples usages en bricolage : il permet de rénover certains cuivres oxydés, déboucher les canalisations, polir et nettoyer les métaux, etc.

Document — Acide chlorhydrique commercial :

• Les solutions d'acide chlorhydrique peuvent être préparées par dissolution de chlorure d'hydrogène gazeux HCl(g) dans l'eau ; cette transformation est totale. Le chlorure d'hydrogène est le soluté apporté.

• La plupart des bidons vendus dans les enseignes de bricolage contiennent des solutions d'acide chlorhydrique dont le pourcentage massique en chlorure d'hydrogène HCl apporté est de 23 %.

• Pour la rénovation des matériaux en cuivre, le fabricant préconise une dilution de 30 volumes d'acide chlorhydrique pour 70 volumes d'eau.

On dispose d'une bouteille contenant une solution S d'acide chlorhydrique dont le pH est égal à 1,7.

Q. La solution S peut-elle convenir pour la rénovation d'une casserole en cuivre oxydé ?

Exercice 2 — Nettoyer à l'ammoniaque

Une solution aqueuse commerciale S_1 contenant de l'ammoniac $NH_3(aq)$ peut être utilisée, après dilution, comme produit nettoyant (éviers, lavabos, etc.) ou comme produit détachant (moquette, tapis).

Une solution aqueuse S_2 est obtenue après dilution de la solution S_1.

Étiquette du produit : pictogrammes « corrosif » et « dangereux pour l'environnement » — solution d'ammoniac, C > 25 %.

1. Lister la verrerie nécessaire pour réaliser une dilution, ainsi que les consignes de sécurité.

2.a. L'ammoniac $NH_3(aq)$ réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation.

2.b. Écrire les couples acide-base mis en jeu.

3. Le pH de la solution S_2 est égal à 10,5. Préciser la nature (basique, neutre, acide) de la solution.

4. Déterminer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ de la solution S_2.

5. Justifier le caractère acide ou basique d'une solution d'ammoniac à partir du schéma de Lewis de la molécule.

6. À partir du schéma de Lewis de l'ion ammonium, justifier que l'ion ammonium ne peut pas être une espèce amphotère.

Exercice 3 — Détartrer une machine à laver

Du tartre se dépose souvent sur les résistances chauffantes des machines à laver, réduisant l'efficacité du nettoyage. Des détartrants à base d'acide lactique permettent de résoudre ce problème.

La formule brute de l'acide lactique est $C_3H_6O_3$. Cette molécule contient deux groupes caractéristiques : un groupe hydroxyle porté par un carbone lui-même lié à un groupe carboxyle. Au cours de la préparation d'une solution détartrante, on dissout une masse m = 54,1 g d'acide lactique pour 1,0 L de solution. Après agitation, le pH de la solution est mesuré à 1,9.

1. Établir la formule semi-développée de l'acide lactique.

2. Sachant que le groupe carboxyle de l'acide lactique est responsable de son acidité, écrire l'équation de la réaction entre l'acide lactique et l'eau.

3. Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.

4. Calculer l'avancement maximal x_{max}.

5. En tenant compte du pH, déterminer si la transformation est totale.

Données : M(acide lactique) = 90,0 g·mol^{-1}.

Exercice 4 — Contrôler la qualité de l'eau d'un aquarium

Le pH de l'eau d'un aquarium doit être contrôlé régulièrement et régulé, car la vie des plantes et des poissons en dépend. Ce pH doit être compris entre 5,5 et 8,5 selon les espèces vivantes présentes.

Un aquarium de 120 L contient une eau trop acide, de pH = 4,5. Une technique de régulation de pH consiste à introduire un bâton de craie constitué presque exclusivement de carbonate de calcium $CaCO_3(s)$, dont l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau s'écrit :

$$\mathbf{CaCO_3(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)}$$

On modélisera la transformation des bâtons de craie avec l'eau par la réaction entre les ions carbonate $CO_3^{2-}(aq)$ présents dans la craie et les ions oxonium $H_3O^+(aq)$ présents dans l'eau de l'aquarium. L'équation de la réaction s'écrit :

$$\mathbf{CO_3^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq) \rightarrow CO_2{,}H_2O(aq) + 2\ H_2O(l)}$$

Données : $M(CaCO_3) = 100{,}1\ g{\cdot}mol^{-1}$.

Q. Déterminer la masse de bâtons de craie à introduire pour corriger le pH.

Exercice 5 — Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

Afin de préparer une solution S d'acide chlorhydrique, on introduit un volume $V_1 = 5{,}0$ L de chlorure d'hydrogène gazeux HCl(g) dans un volume $V_2 = 1{,}0$ L d'eau. On négligera la variation de volume du liquide.

1. Expliquer pourquoi l'eau est une espèce amphotère.

2. Écrire l'équation de la réaction entre HCl(g) et l'eau. La transformation est totale.

3. Calculer la concentration en ions oxonium présents dans la solution S.

4. La solution S est diluée 10 fois. En déduire le pH de la solution ainsi obtenue. (Utiliser le réflexe 3)

5. On prélève 10,0 mL de la solution S. Déterminer le volume d'une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration en ions hydroxyde $[HO^-] = 0{,}10\ mol{\cdot}L^{-1}$, à ajouter pour que la solution S devienne neutre. La transformation est totale ; on néglige toute autre source d'ions oxonium.

Données : volume molaire d'un gaz dans les conditions de l'expérience $V_m = 24{,}0\ L{\cdot}mol^{-1}$.

Exercice 6 — Les acides aminés

L'alanine est l'un des acides aminés les plus fréquents dans les protéines. En solution aqueuse, l'alanine n'existe pas sous la forme $CH_3—CH(NH_2)—COOH$, car il se produit un transfert intramoléculaire d'un hydrogène H^+. On obtient alors une molécule possédant une charge positive et une charge négative, appelée amphion (ou zwitterion).

1. Repérer, dans la molécule d'alanine, l'ion hydrogène H^+ pouvant être libéré et l'atome pouvant capter cet ion H^+.

2. Écrire la formule semi-développée et le schéma de Lewis du zwitterion formé par l'alanine en solution aqueuse.

3. En solution aqueuse, l'amphion de l'alanine est une espèce amphotère. Donner le schéma de Lewis de la base conjuguée et de l'acide conjugué de l'amphion.

Exercice 7 — L'acide sulfurique

On mélange un volume Va = 2,0 mL d'acide sulfurique pur H_2SO_4 dans l'eau de façon à obtenir un volume V = 20 L de solution.

Étiquette « Acide sulfurique fumant — Oléum H_2SO_4 » : H314 (1A) : provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves ; H335 : peut irriter les voies respiratoires ; $\rho = 1{,}83\ g{\cdot}mL^{-1}$.

1. Écrire la base conjuguée de l'acide sulfurique, en considérant que deux ions hydrogène sont échangés.

2. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique entre H_2SO_4 et l'eau.

3. Calculer la concentration en quantité de matière $C(H_2SO_4)$.

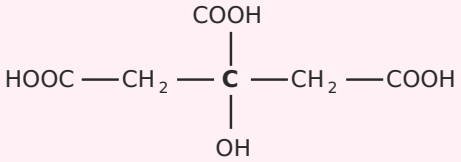
4. Calculer la concentration en quantité de matière effective en $[H_3O^+]$ dans la solution à la fin de la transformation, et en déduire le pH de la solution.

5. Préciser les précautions nécessaires à prendre lors de l'utilisation d'un tel acide.

Exercice 8 — Lingettes au citron

La triméthylamine $(CH_3)_3N$ est une amine volatile qui se dégage parfois du poisson et lui confère une forte odeur. Sous sa forme acide, cette amine n'est pas odorante.

Document — L'acide citrique :



Formule semi-développée de l'acide citrique $C_6H_8O_7$

Le jus de citron contient environ 6 g d'acide citrique $C_6H_8O_7(aq)$ pour 100 g de jus de citron. L'acide citrique est un triacide.

1. Identifier les groupes caractéristiques de l'acide citrique et de la triméthylamine.

2. Justifier le terme « triacide » de l'acide citrique.

3. Déterminer les trois couples acide-base issus de cet acide.

4. Parmi les espèces appartenant à ces couples, certaines sont amphotères. Préciser lesquelles.

5. Justifier l'utilisation de lingettes au citron à table pour se débarrasser de l'odeur de poisson sur les mains, en s'appuyant sur l'équation d'une réaction.

Exercice 9 — Mélange d'acide fort et de base forte

Un volume V = 5,0 mL d'une solution aqueuse S d'hydroxyde de potassium, de concentration $c = 1{,}5 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1}, est versé dans le volume $V' = 20$ mL d'une solution S′ d'acide chlorhydrique, de concentration $c' = 7{,}5 \times 10^{-4}$ mol·L^{-1}.

a. Écrire l'équation de la réaction qui a lieu.

b. La réaction est-elle totale ou est-ce un équilibre ? Justifier la réponse.

c. Calculer la quantité de matière n d'ions HO^- apportée par S et celle n′ d'ions H_3O^+ apportée par S′.

d. Quel ion est en excès lors du mélange ? Quelle est sa quantité de matière n après réaction ?

e. Déterminer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ dans la solution finale.

f. En déduire le pH de celle-ci.

Exercice 10 — Mélange d'un acide fort et d'une base forte

Un échantillon d'acide chlorhydrique S, de concentration $c = 2{,}0 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1}, est obtenu par dissolution dans l'eau de chlorure d'hydrogène gazeux HCl à 25 °C.

Donnée : le produit ionique de l'eau vaut $Ke = 1{,}0 \times 10^{-14}$ dans les conditions de l'exercice.

a. Écrire l'équation de la réaction de dissolution de l'eau du chlorure d'hydrogène gazeux HCl dans l'eau.

b. À l'aide d'un tableau d'avancement, exprimer puis calculer la concentration en ions oxonium. En déduire le pH de la solution.

c. Rappeler l'expression du produit ionique de l'eau Ke. En déduire la concentration en ions hydroxyde.

d. Une solution de volume V = 15 mL est constituée en mélangeant $V_1 = 9{,}0$ mL de S et $V_2 = 6{,}0$ mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $c = 2{,}0 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1}. Écrire l'équation de la réaction. Est-elle totale ou partielle ?

e. À l'aide d'un tableau d'avancement, identifier le réactif en excès et déterminer sa concentration ainsi que le pH du mélange.

f. Comment évolue la température lors du mélange ?

Partie B — Chapitre 8 : Comparer la force des acides et des bases

Exercices sélectionnés — la numérotation d'origine du chapitre est rappelée sous chaque titre.

Exercice 11 — L'acide lactique

Chapitre 8 — exercice 30 · Calculer une constante d'acidité

Le lactose est le sucre caractéristique du lait. Sous l'action d'enzymes, le lactose se transforme en acide lactique au cours du temps, augmentant l'acidité naturelle du lait.

La mesure au laboratoire du pH d'une solution d'acide lactique de concentration en soluté apporté $C = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1} donne une valeur de 2,9. La formule semi-développée de l'acide lactique est : CH_3—CHOH—COOH

1. Donner la formule semi-développée de l'ion lactate, base conjuguée de l'acide lactique.

2. Donner l'expression de la constante d'acidité notée K_a du couple acide lactique/ion lactate.

3. Calculer la concentration en ions oxonium dans la solution d'acide lactique.

4. Établir un tableau d'avancement de la transformation entre l'acide lactique et l'eau.

5. Définir, puis calculer le taux d'avancement final de la transformation de l'acide lactique avec l'eau. Conclure.

6. À partir des résultats expérimentaux précédents, calculer la valeur de la constante K_a du couple de l'acide lactique, puis celle de son pK_a.

Exercice 12 — Acide faible et équation du second degré

Chapitre 8 — exercice 34 · Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide

L'acide fluorhydrique HF(aq) est un acide faible de constante d'acidité $K_a = 7{,}1 \times 10^{-4}$ à 25 °C. On prépare une solution aqueuse de volume V = 100 mL d'acide fluorhydrique par introduction d'une quantité d'acide n = 5,0 mmol dans l'eau.

1. Écrire l'équation de la réaction et établir le tableau d'avancement modélisant la transformation chimique entre l'acide et l'eau.

2. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple associé à l'acide HF(aq) en fonction de l'avancement à l'équilibre, de la quantité de matière n et du volume de la solution V.

3. Déterminer les concentrations des espèces dans l'état d'équilibre ainsi que le pH de la solution.

Exercice 13 — Force de l'acide benzoïque

Chapitre 8 — exercice 37 · Associer le caractère fort ou faible d'un acide à la valeur du taux d'avancement de la transformation de cet acide avec l'eau

Le pH d'une solution aqueuse d'acide benzoïque C_6H_5COOH de concentration en soluté apporté $C = 1{,}0 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} vaut pH = 3,6.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation de l'acide benzoïque avec l'eau.

2. Construire un tableau d'avancement de cette transformation pour un volume V = 1,0 L de solution d'acide benzoïque et calculer l'avancement maximal de la transformation.

3. À partir de la valeur du pH, calculer l'avancement final de la transformation.

4. En déduire le taux d'avancement final de la transformation. Qualifier le caractère de l'acide benzoïque dans l'eau.

Exercice 14 — La couleur des hortensias

Chapitre 8 — exercice 38 · Exprimer une constante d'acidité — Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution

Certaines fleurs, comme celles des hortensias, possèdent des couleurs variées dues à des pigments naturels. La couleur des hortensias est due à une molécule organique nommée cyanidine que l'on notera HA. Le pH d'une solution de cyanidine vaut pH = 10.

Données : HA peut appartenir à deux couples : H_2A^+/HA de $pK_{a1} = 4,3$ et HA/A^- de $pK_{a2} = 7$. L'espèce H_2A^+ est rouge, l'espèce HA est violette et l'espèce A^- est bleue. Produit ionique de l'eau à 25 °C : $Ke = 1,0 \times 10^{-14}$.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre HA en tant qu'acide et l'eau.

2. Donner l'expression et la valeur de la constante d'acidité du couple HA/A^-.

3. Exprimer le rapport $[A^-]_{éq} / [HA]_{éq}$ puis calculer sa valeur pour pH = 10.

4. En déduire l'espèce prédominante. Conclure sur la couleur de la solution de cyanidine.

5. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre HA en tant que base et l'eau.

6. Donner l'expression de la constante d'équilibre K(T) de cette transformation.

7. Exprimer K(T) en fonction de K_{a1} et Ke puis calculer sa valeur.

8. Placer sur un diagramme de prédominance les espèces H_2A^+, HA et A^-.

9. Expliquer pourquoi les fleurs d'hortensias peuvent changer de couleur suivant la nature du sol.

Exercice 15 — Régulation du pH du sang

Chapitre 8 — exercice 43 · Exploiter une constante d'équilibre — Solution tampon (30 min)

Le sang peut être assimilé à une solution aqueuse ionique dont le pH = 7,4 est quasiment constant et ne peut subir que de très faibles fluctuations.

Le maintien de la valeur du pH se fait par deux processus. Le premier met en œuvre un ensemble d'espèces chimiques régulatrices dont notamment le couple acide/base $CO_2, H_2O/HCO_3^-$(aq) et le deuxième est la respiration.

Lors d'un effort l'acide lactique $CH_3—CHOH—COOH$ (aq) produit dans les cellules musculaires est en partie transféré dans le sang, où il réagit avec les ions hydrogénocarbonate selon l'équation :

$$CH_3—CHOH—COOH\ (aq) + HCO_3^-\ (aq) \rightleftharpoons CH_3—CHOH—COO^-\ (aq) + CO_2, H_2O\ (aq) \quad \textbf{(réaction 1)}$$

Données : à 37 °C : concentrations des espèces régulatrices avant l'effort : $[HCO_3^-]_i = 2,7 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1} ; $[CO_2, H_2O]_i = 1,4 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} ; $pK_a(CO_2, H_2O/HCO_3^-) = pK_{a1} = 6,1$; pK_a(acide lactique/ion lactate) $= pK_{a2} = 3,6$.

On considère un volume V = 100 mL de sang « après » effort dans lequel apparaît $n_0 = 3,0 \times 10^{-4}$ mol d'acide lactique.

1. Montrer que la constante d'équilibre K de la réaction (1) vérifie l'expression $K = K_{a1} / K_{a2}$ puis calculer sa valeur.

2. En supposant cette transformation totale et en utilisant un tableau d'avancement, calculer les concentrations finales $[HCO_3^-]f$ et $[CO_2, H_2O]f$ dans le sang après effort.

3. En utilisant le pK_a, calculer le pH local du sang après effort.

4. On dit que le couple $(CO_2, H_2O/HCO_3^-)$ agit comme une solution tampon. Justifier cette affirmation.

Conseils

1. Établir les expressions des constantes K_{a1} et K_{a2} puis calculer le rapport K_{a2} / K_{a1} et comparer à la constante d'équilibre K.

2. Exprimer les quantités de matière initiales en fonction des concentrations initiales et du volume puis déterminer l'avancement maximal de la transformation chimique.

Exercice 16 — L’odeur du poisson

Chapitre 8 — exercice 44 · Exploiter un protocole expérimental — Constante d’acidité (40 min)

Le poisson fraîchement pêché ne diffuse aucune odeur mais lors de la décomposition des protéines par les bactéries le poisson diffuse une mauvaise odeur due à des molécules azotées telles que la triméthylamine de formule $(CH_3)_3N$. L’ajout de citron ou de vinaigre lors de la cuisson du poisson permet d’atténuer cette odeur désagréable.

Pour étudier l’effet de cet ajout, on réalise l’expérience suivante :

Protocole

① On dispose d’un volume V = 50 mL d’une solution aqueuse notée S_0 de triméthylamine de concentration en soluté apporté C = $1{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1} dont le pH vaut 10,9.

② On ajoute du vinaigre (constitué d’acide éthanoïque) à la solution aqueuse de triméthylamine. On obtient une solution S_1 dont le pH vaut alors 6,5.

Données : produit ionique de l’eau à 25 °C : Ke = $1{,}0 \times 10^{-14}$; pK_a du couple $CH_3COOH(aq)/CH_3COO^-(aq)$ à 25 °C : $pK_{a1} = 4{,}8$; pK_a du couple $(CH_3)_3NH^+(aq)/(CH_3)_3N(aq)$ à 25 °C : $pK_{a2} = 9{,}8$.

1. Écrire l’équation de la réaction modélisant la transformation entre la triméthylamine et l’eau.

2. Déterminer, à l’équilibre, la concentration $[H_3O^+]$éq dans la solution S_0 à 25 °C puis en déduire la concentration $[HO^-]$éq.

3. Établir un tableau d’avancement de la transformation entre la triméthylamine et l’eau.

4. En déduire l’expression de l’avancement final xf et de l’avancement maximal xmax de la transformation.

5. Calculer le taux d’avancement final τf de la transformation. La transformation est-elle totale ?

6. Calculer le rapport $[(CH_3)_3NH^+]$éq / $[(CH_3)_3N]$éq puis en déduire l’espèce majoritaire dans la solution aqueuse de triméthylamine S_0.

7. Écrire l’équation de la réaction modélisant la transformation entre la triméthylamine et l’acide éthanoïque.

8. Donner l’expression littérale de la constante d’acidité K_{a2} du couple $(CH_3)_3NH^+(aq)/(CH_3)_3N(aq)$.

9. En déduire l’expression du rapport $[(CH_3)_3NH^+]$éq / $[(CH_3)_3N]$éq en fonction de pK_{a2} et de pH puis le calculer pour la solution S_1.

10. Justifier l’intérêt d’ajouter du vinaigre lors de la cuisson du poisson sachant que l’acide conjugué de la triméthylamine n’a pas d’odeur.

Partie C — TD N°1 : Acides et bases

Spécialité Physique-Chimie — Terminale — la numérotation d'origine du TD est rappelée sous chaque titre.

Exercice 17 — Acide benzoïque

TD N°1 · Hachette P162

L'acide benzoïque $C_6H_5COOH(aq)$ et sa base conjuguée l'ion benzoate $C_6H_5COO^-(aq)$ sont des conservateurs présents dans de nombreuses boissons sans alcool. Une solution de concentration $C = 1{,}0\cdot10^{-2}$ mol·L^{-1} en acide benzoïque apporté et de volume V = 200 mL a un pH égal à 3,1.

1. Déterminer la composition finale de la solution aqueuse d'acide benzoïque.

2. En déduire le caractère fort ou faible de l'acide benzoïque dans l'eau.

Exercice 18

TD N°1 · Hachette P163

Soit une solution aqueuse d'acide faible de concentration en acide AH apporté $C = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}. Calculer son pH.

Données : $K_a(AH/A^-) = 10^{-4,8}$

Exercice 19 — Couleurs des hortensias

TD N°1 · Hachette P166

Les couleurs rouge, mauve, violette et bleue des hortensias sont dues à la présence d'anthocyanes dans les pétales. La couleur violette est due à une molécule que l'on notera AH par la suite. La molécule AH appartient à 2 couples acide-base :

AH_2^+/AH $pK_{a1} = 4{,}3$

AH/A^- $pK_{a2} = 7{,}0$

pH de la solution S : pH = 9,0

La présence des espèces AH_2^+, AH, A^- donne respectivement une coloration rouge, violette et bleue aux pétales.

1. Écrire les équations des réactions des acides AH_2^+ et AH avec l'eau.

2. Construire le diagramme de prédominance des espèces chimiques.

3. Exprimer les K_a des 2 couples.

4. Identifier l'acide le plus fort dans l'eau.

5. Calculer la constante d'acidité du couple AH/A^-.

6. Exprimer le rapport $[A^-]/[AH]$.

7. En déduire la couleur de la solution S.

Exercice 20 — Étude d'un équilibre acide-base

TD N°1 · Hatier P191

Lors d'une séance de travaux pratiques pour étudier l'évolution d'un mélange, Coralie introduit dans le bécher le même volume V_0 = 25 mL de quatre solutions de même concentration c = 0,100 mol·L^{-1} :

- Solution d'acide éthanoïque CH_3COOH
- Solution d'acide méthanoïque $HCOOH$
- Solution d'ions éthanoate CH_3COO^-
- Solution d'ions méthanoate $HCOO^-$

Sa constante d'équilibre vaut K = 10.

1. Calculer la valeur du quotient de réaction $Q_{r,i}$ dans l'état initial.

2. Dans quel sens la réaction va-t-elle se produire.

3. Construire le tableau d'avancement de la réaction.

4. En déduire l'avancement à l'équilibre.

5. Calculer le taux d'avance à l'équilibre.

Exercice 21

TD N°1 · Hatier P194

Dans un bécher, on introduit :

0,15 g de poudre de fer
0,15 g de poudre de cuivre
25 mL d'une solution contenant des ions Fe^{2+} de concentration $c_1 = 0{,}10\ mol{\cdot}L^{-1}$
25 mL d'une solution contenant des ions cuivre Cu^{2+} de concentration $c_2 = 0{,}10\ mol{\cdot}L^{-1}$.

Il se produit la réaction :

$$\mathbf{Cu(s) + Fe^{2+}(aq) = Cu^{2+}(aq) + Fe(s)}$$

Sa constante d'équilibre est égale à $K = 1{,}0 \times 10^{-26}$. Calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$ et en déduire le sens d'évolution spontanée du système.

Exercice 22 — Le scorbut

TD N°1 · Hatier P195

Des récentes analyses avancent que saint Louis serait mort en scorbut et non de la peste, une maladie répandue au Moyen Âge, liée à une carence de vitamine C (acide ascorbique). Une solution d'acide ascorbique AH de base conjuguée A^-, de concentration $c = 2{,}8 \times 10^{-2}\ mol{\cdot}L^{-1}$ et de volume $V = 250{,}0$ mL a un pH égal à 2,8.

1. Construire le tableau d'avancement.

2. Calculer l'avancement à l'équilibre $x_{éq}$.

3. Calculer la constante d'équilibre K de la réaction.

4. Pour une solution de concentration molaire $c = 1{,}1 \times 10^{-2}\ mol{\cdot}L^{-1}$, on mesure pH = 3,0. Combien vaut la valeur de la constante d'équilibre dans ce cas ? Que remarque-t-on ?

Exercice 23 — Cadmium et fer

TD N°1 · Hatier P199

Un bécher contient un volume $V_1 = 20{,}0$ mL d'une solution de chlorure de cadmium (Cd^{2+}, Cl^-) de concentration $c_1 = 1{,}5 \times 10^{-2}\ mol{\cdot}L^{-1}$ et un volume $V_2 = 10{,}0$ mL d'une solution de chlorure de fer (II) (Fe^{2+}, $2Cl^-$) de concentration $c_2 = 1{,}0 \times 10^{-2}\ mol{\cdot}L^{-1}$. On place une lame de fer dans la solution.

Couples oxydant/réducteur : Fe^{2+}/Fe ; Cd^{2+}/Cd.

1. Écrire la réaction bilan qui se produit. Construire le tableau d'avancement de la réaction.

2. Exprimer la constante d'équilibre K en fonction de l'avancement à l'état d'équilibre.

3. Sachant que la constante d'équilibre K vaut 23, déterminer la valeur de l'avancement final.

4. Déterminer la masse m de cadmium formée.

Exercice 24 — Acide phosphorique

TD N°1 · Hatier P227

L'acide phosphorique de formule H_3PO_4 est un triacide, noté AH_3, présent dans les boissons au cola mais également dans les milieux biologiques tels que le sérum liquide sanguine, ou l'urine. Le diagramme de distribution ci-dessous indique le pourcentage de chaque espèce en solution lorsque le pH varie.

1. Quels sont les différentes couples acide base associés à l'acide phosphorique ? Identifier chacune des courbes. Quelles espèces ont un caractère amphotère ?

2. En déduire les pK_a des trois couples mis en jeu.

Exercice 25 — Adaptation du pH de l'eau d'un aquarium

TD N°1 · Labolycée

Un aquarium et tout ce qu'il contient forment un système complexe à l'équilibre fragile. De nombreux facteurs peuvent provoquer un déséquilibre dangereux pour la vie et la santé des poissons. En particulier, le pH de l'eau est une grandeur à mesurer régulièrement et à réguler si nécessaire. Il ne doit pas varier de plus de 0,5 unité de pH.

Un aquariophile débutant n'arrive pas à réguler le pH de son aquarium qui contient des plantes et des poissons (scalaires, néons cardinal et guppys). Le matin, le pH de l'eau est d'environ 6,7 et le soir de 7,5.

Paramètres optimaux de vie pour différents poissons (source aquavipare.fr)

poisson	pH	Température (°C)
néon cardinal	5,0 à 7,0	25 à 30
scalaire	4,5 à 7,0	27 à 30
guppy	6,0 à 8,0	18 à 30

Cet exercice a pour but d'aider l'aquariophile à réguler le fonctionnement de son aquarium.

Sur les forums d'aquariophilie on peut trouver quatre techniques d'ajustement du pH :

Technique n°1. Ajouter un peu d'acide sulfurique, commercialisé, par exemple, sous la dénomination « pH minus ». Il s'agit d'un acide fort, la variation du pH sera rapide et peut-être plus importante que souhaitée.

Technique n°2. Injecter du dioxyde de carbone dans l'eau. Pour injecter du dioxyde de carbone dans un aquarium, le plus simple est d'utiliser un kit comprenant un bulleur, un détendeur et une bouteille pressurisée. Ce système peut être couplé à une électrovanne programmable permettant de choisir les horaires des périodes d'injection du dioxyde de carbone. Le système peut encore être optimisé en combinant un pH-mètre à l'installation, permettant une gestion automatisée de la régulation du pH. *D'après : http://www.aqua-planete.com/CO2.php*

Technique n°3. Ajouter une solution contenant des ions hydroxyde de formule HO^-. L'ajout doit être modéré car si l'eau devient trop basique, les ions ammonium présents dans l'eau pourraient se transformer en ammoniac, un gaz dissous particulièrement toxique pour les poissons.

Technique n°4. Ajouter de la craie dans l'eau de l'aquarium.

Données

- Les craies traditionnelles sont composées presque exclusivement de carbonate de calcium, un solide ionique constitué d'ions calcium Ca^{2+} et carbonate CO_3^{2-}.
- Masse molaire du carbonate de calcium : $M(CaCO_3) = 100\ g{\cdot}mol^{-1}$.
- Masse d'un bâton de craie : environ 10 g.

Couples acide/base	pK_a
H_2CO_3/HCO_3^-	6,3
HCO_3^-/CO_3^{2-}	10,3

Consommation et production de dioxyde de carbone et de dioxygène par les plantes aquatiques et les poissons

De jour comme de nuit, les poissons respirent ; ils absorbent donc du dioxygène et rejettent du dioxyde de carbone.

En ce qui concerne les plantes, deux phénomènes sont à prendre en compte :
• De jour comme de nuit, elles respirent.
• De jour, lorsqu'elles reçoivent de la lumière, les plantes réalisent la photosynthèse : elles captent du dioxyde de carbone et produisent du glucose. La photosynthèse est modélisée par la réaction d'équation suivante :

$$\mathbf{6\ CO_2 + 6\ H_2O \xrightarrow{(h\nu)} C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2}$$

Globalement, lorsqu'elle reçoit suffisamment de lumière, une plante absorbe plus de dioxyde de carbone par la photosynthèse qu'elle n'en rejette par la respiration.

Questions

1. Une solution « pH minus » vendue pour faire baisser le pH dans un aquarium contient des ions H_3O^+ à la concentration de 3,0 $mol{\cdot}L^{-1}$. Pour mettre en œuvre une des techniques, un aquariophile conseille sur un forum de prélever de l'eau de l'aquarium dans un récipient propre afin de diluer 50 fois la solution de « pH minus » avant de l'introduire dans l'aquarium. Déterminer la valeur du pH de la solution versée dans l'aquarium.

2. Une des techniques propose d'injecter du dioxyde de carbone. Le dioxyde de carbone se dissout dans l'eau et y forme l'acide carbonique H_2CO_3 selon la réaction d'équation suivante :

$$\mathbf{CO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq)}$$

2.1 À l'aide des couples acide/base mis en jeu, écrire l'équation de la réaction intervenant entre l'acide carbonique et l'eau.

2.2 Quel est l'effet de cette injection de dioxyde de carbone sur la valeur du pH de l'eau de l'aquarium ? Cette injection est-elle à conseiller à l'aquariophile débutant ?

2.3 Tracer, sur un axe gradué, les domaines de prédominance des espèces acido-basiques H_2CO_3, HCO_3^- et CO_3^{2-}. Déterminer l'espèce prédominante le matin et le soir dans l'eau de l'aquarium étudié.

3. On considère un aquarium de volume 100 L dont l'eau a une valeur de pH égale à 3,0. On se propose d'étudier l'effet de l'ajout de craie dans l'eau comme proposé dans l'une des techniques.

3.1 L'ajout d'un quart de bâton de craie permettra-t-il d'obtenir une solution neutre ? *Pour répondre à cette question, on modélisera la transformation par la réaction intervenant entre les ions carbonate CO_3^{2-} présents dans la craie et les ions oxonium H_3O^+ de l'aquarium formant de l'acide carbonique et de l'eau. On considérera cette réaction comme totale.*

3.2 L'espèce prédominante après traitement. La modélisation choisie est-elle pertinente ?

4. Compléter le tableau donné en annexe de **l'exercice III à rendre avec la copie**, en indiquant les numéros des techniques proposées sur Internet permettant de faire diminuer ou augmenter le pH.

5. Synthèse. En s'appuyant, entre autres, sur les équilibres acides/bases mis en jeu, rédiger un paragraphe expliquant :
• la variation de pH de 6,7 à 7,5 observée en journée.
• laquelle des quatre techniques conviennent pour réguler le pH dans l'aquarium considéré.

ANNEXE DE L'EXERCICE III (À RENDRE AVEC LA COPIE)

Techniques permettant de diminuer le pH de l'eau	
Techniques permettant d'augmenter le pH de l'eau	

Exercice 26 — Réaction totale

TD N°1 · Amérique du Nord 2008

Partie 1 — L'ammoniac

La synthèse industrielle de l'ammoniac s'effectue en phase gazeuse. Les réactifs dihydrogène et diazote sont introduits dans les proportions stœchiométriques. La réaction a lieu en présence d'un catalyseur qui est du ruthénium sur support de graphite, sous une pression comprise entre 100.10^5 Pa et 200.10^5 Pa et à une température comprise entre 350 °C et 500 °C. *D'après : http://www.iupac.org*

L'équation associée à la réaction de synthèse est :

$$\mathbf{N_2(g) + 3\ H_2(g) = 2\ NH_3(g)}$$

Dans un réacteur, on mélange $1{,}0.10^2$ mol de diazote et $3{,}0.10^2$ mol de dihydrogène. Le taux d'avancement final de cette réaction

est $\tau = 0{,}70$.

1.1. Donner l'expression du taux d'avancement final et la signification des termes utilisés.

1.2. La réaction de synthèse de l'ammoniac est-elle une réaction totale ? Justifier la réponse.

1.3. Établir le tableau d'avancement relatif à cette réaction. En déduire la composition finale en quantité de matière du mélange.

1.4. Quel intérêt a-t-on d'un point de vue microscopique à choisir une température élevée lors d'une transformation chimique ?

1.5. Quel est le rôle du catalyseur dans la synthèse de l'ammoniac ?

Partie 2 — La solution aqueuse d'ammoniac

Données : dans les conditions expérimentales de l'exercice on a : volume molaire d'un gaz $V_m = 24{,}0\ L{\cdot}mol^{-1}$; produit ionique de l'eau $Ke = 1{,}0.10^{-14}$.

Un volume gazeux d'ammoniac $v = 2{,}4.10^{-1}$ L est dissous dans de l'eau distillée pour obtenir $V_S = 1{,}0$ L de solution aqueuse d'ammoniac S.

2.1. Donner l'expression, puis calculer la quantité de matière d'ammoniac n_0 contenue dans le volume gazeux v.

2.2. Le pH de la solution S est mesuré et a pour valeur 10,6.

2.2.1. Rappeler la définition d'une base selon Brønsted.

2.2.2. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de l'ammoniac avec l'eau.

2.2.3. Calculer la quantité de matière en ions hydroxyde présente dans la solution S.

2.2.4. La transformation chimique associée à la réaction dont l'équation a été écrite en 2.2.2. est-elle totale ? Justifier la réponse.

2.3. Détermination de la constante d'acidité.

2.3.1. Donner l'expression de la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction 2.2.2. et déterminer sa valeur.

2.3.2. En déduire la valeur de la constante d'acidité K_a du couple NH_4^+/NH_3.

Partie 3 — Étude d'un mélange d'acide éthanoïque et d'une solution aqueuse d'ammoniac

Données : dans les conditions expérimentales de l'exercice on a : produit ionique de l'eau $Ke = 1{,}0.10^{-14}$; pK_a du couple $NH_4^+/NH_3 = 9{,}2$; pK_a du couple $CH_3CO_2H/CH_3CO_2^- = 4{,}8$.

Expérience :
État initial : dans un bécher on introduit $V_A = 100{,}0$ mL d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $c_A = 1{,}0.10^{-1}\ mol{\cdot}L^{-1}$ et $V_B = 40{,}0$ mL d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $c_B = 5{,}0.10^{-1}\ mol{\cdot}L^{-1}$. Dans cet état, on néglige la présence d'ions $CH_3CO_2^-$ et NH_4^+. Toutes les grandeurs relatives à cet état seront notées avec i en indice.
État d'équilibre : le pH du mélange est mesuré et a pour valeur 9,2. Toutes les grandeurs dans cet état seront notées avec eq en indice.

Questions : la transformation chimique qui a lieu est modélisée par la réaction chimique d'équation :

$$\mathbf{CH_3CO_2H(aq) + NH_3(aq) = CH_3CO_2^-(aq) + NH_4^+(aq)\quad (équation\ 1)}$$

3.1. Détermination du quotient de réaction

3.1.1. Donner l'expression littérale puis calculer le quotient de réaction du système dans l'état d'équilibre : $Q_{r,eq}$.

3.1.2. Quelle est la valeur du quotient de réaction dans l'état initial $Q_{r,i}$? Le comparer à $Q_{r,eq}$ et conclure sur l'évolution du système.

3.2. Composition du mélange

3.2.1. Pour le couple NH_4^+/NH_3, tracer le diagramme de prédominance des espèces en fonction du pH.

3.2.2. En déduire la relation entre $[NH_3]_{eq}$ et $[NH_4^+]_{eq}$ dans le mélange étudié.

3.3. Donner, en la justifiant, la relation entre $[NH_4^+]_{eq}$ et $[CH_3CO_2^-]_{eq}$.

3.4. La mesure de la conductivité de la solution S a permis de connaître la concentration en ion ammonium lorsque l'équilibre est atteint. Sa valeur est $[NH_4^+]_{eq} = 7{,}1.10^{-2}\ mol{\cdot}L^{-1}$.

3.4.1. En déduire la quantité de matière des espèces NH_4^+, $CH_3CO_2^-$, NH_3 et CH_3COOH présentes dans le mélange à l'équilibre. On pourra s'aider éventuellement d'un tableau d'avancement.

3.4.2. La transformation chimique entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac, modélisée par la réaction chimique d'équation 1, est-elle totale ?