

CHAPITRE 1

Transformation Acide Base

Force des acides et des bases

Fiche d'exercices

Spécialité Physique-Chimie — Terminale

Exercice 1 (Hachette p.162)

L'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(\text{aq})$ et sa base conjuguée l'ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-(\text{aq})$ sont des conservateurs présents dans de nombreuses boissons sans alcool. Une solution de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en acide benzoïque apporté et de volume $V = 200 \text{ mL}$ 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 2 — Lutte biologique contre le Varroa (Hachette p.166)

L'acide méthanoïque est utilisé par les apiculteurs pour éliminer le varroa, acarien parasite de l'abeille. Le groupe carboxyle COOH est responsable du caractère acide de la molécule. Un volume $V = 0,60 \text{ L}$ d'une solution aqueuse S de concentration $C = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ en acide méthanoïque apporté a un pH égal à 1,9.

Déterminer la composition finale de la solution. En déduire le caractère faible ou fort de l'acide méthanoïque dans l'eau.

Exercice 3 (Hachette p.163)

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

DONNÉE

$$K_a(\text{AH}/\text{A}^-) = 10^{-4,8}$$

Exercice 4 (Hachette p.166)

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.



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 5 (Hachette p.167)

Le programme Python ci-dessous permet de calculer le taux d'avancement final associé à l'équation :



```
pH = float(input('pH de la solution ? pH = '))
C = float(input('Concentration en soluté apporté en mol/L ? C = '))
V = float(input('Volume de la solution en L V= '))
xf = 10**(-pH * V)
xmax = C * V
tau = round(xf/xmax, 2)
if tau > 1 :
    print('taux d'avancement =', tau, 'impossible')
else :
    if tau == 1 :
        print('taux d'avancement =', tau, 'Acide fort')
    else :
        print('taux d'avancement =', tau, 'Acide faible')
```

1. Exécuter le programme en l'appliquant à l'exercice 1.
2. Modifier le programme afin qu'il puisse :
 - a. Indiquer si l'acide est faiblement dissocié dans l'eau, c'est-à-dire $\tau < 0,10$.
 - b. Donner la composition du système à l'état final.
 - c. Vérifier le programme avec l'exercice sur la lutte biologique contre le varroa.

Exercice 6 — Étude d'un équilibre acide-base (Hatier p.191)

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

- 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'avancement à l'équilibre.

Exercice 7 (Hatier p.194)

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

Il se produit la réaction : $\text{Cu(s)} + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe(s)}$

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

Exercice 8 (Hatier p.195)

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

1. Construire le tableau d'avancement.
2. Calculer l'avancement à l'équilibre $x_{\text{éq}}$.
3. Calculer la constante d'équilibre K de la réaction.
4. Pour une solution de concentration molaire $c = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on mesure $\text{pH} = 3,0$.
Combien vaut la valeur de la constante d'équilibre dans ce cas ? Que remarque-t-on ?

Exercice 9 (Hatier p.199)

Un bécher contient un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de cadmium (Cd^{2+} , Cl^-) de concentration $c_1 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de fer (II) (Fe^{2+} , 2Cl^-) de concentration $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On place une lame de fer dans la solution.

COUPLE 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 10 (Hatier p.225)

Une solution d'acide glycolique AH de concentration $c = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, utilisée dans les cosmétiques dont les masques pour la peau, a un pH égal à 2,83.

1. Si l'acide était fort, quel serait le pH de la solution ?
2. Écrire la réaction entre l'acide glycolique et l'eau.
3. Établir un tableau d'avancement pour cette réaction. Le volume de la solution est noté V et on suppose que les ions oxonium présents sont produits uniquement par cette réaction.
4. En déduire l'expression des concentrations à l'équilibre de H_3O^+ , A^- et de AH en fonction de

C, C⁰ et du pH. Calculer ces concentrations.

- Exprimer puis calculer le taux d'avancement de cette réaction. S'agit-il d'une réaction totale ? Que peut-on en conclure pour l'acide AH ?
- Exprimer puis calculer la constante d'acidité K_a du couple AH/A⁻.

Exercice 11 (Hatier p.227)

L'acide phosphorique de formule H₃PO₄ est un triacide, noté AH₃, présent dans les boissons au cola mais également dans les milieux biologiques tels que le sérum sanguin ou l'urine. Le diagramme de distribution ci-dessous indique le pourcentage de chaque espèce en solution lorsque le pH varie.

[Diagramme de distribution – 4 courbes (①②③④) en fonction du pH, de 2 à 12]

- Quels sont les différents couples acide-base associés à l'acide phosphorique ? Identifier chacune des courbes. Quelles espèces ont un caractère amphotère ?
- En déduire les pK_a des trois couples mis en jeu.

Exercice 12 — Adaptation du pH de l'eau d'un aquarium (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 cela, 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, et optimisé en combinant un pH-mètre à l'installation pour une gestion automatisée.

D'après : 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 : $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g.mol}^{-1}$.
- Masse d'un bâton de craie : environ 10 g.

Couples acide/base	pKa
$\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$	6,3
$\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$	10,3

Consommation et production de CO_2 et de O_2 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 ; et de jour, lorsqu'elles reçoivent de la lumière, elles réalisent la photosynthèse, captant du dioxyde de carbone et produisant du glucose, selon la réaction :



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 $3,0 \text{ mol.L}^{-1}$. 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 :



- a. À l'aide des couples acide/base mis en jeu, écrire l'équation de la réaction intervenant entre l'acide carbonique et l'eau.
 - b. 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 ?
 - c. 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.
 - a. 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 considèrera cette réaction comme totale.
 - b. Déterminer l'espèce prédominante après traitement. La modélisation choisie est-elle pertinente ?

4. Compléter le tableau donné en annexe de l'exercice, 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 :
 - a. la variation de pH de 6,7 à 7,5 observée en journée ;
 - b. laquelle des quatre techniques convient pour réguler le pH dans l'aquarium considéré.

ANNEXE DE L'EXERCICE 12 (À RENDRE AVEC LA COPIE)

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

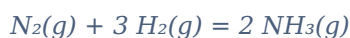
Exercice 13 — Réaction totale (Amérique du Nord, 2008)

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 $100 \cdot 10^5$ Pa et $200 \cdot 10^5$ Pa et à une température comprise entre 350°C et 500°C .

D'après : iupac.org

L'équation associée à la réaction de synthèse est :



Dans un réacteur, on mélange $1,0 \cdot 10^2$ mol de diazote et $3,0 \cdot 10^2$ mol de dihydrogène. Le taux d'avancement final de cette réaction est $\tau = 0,70$.

1. Donner l'expression du taux d'avancement final et la signification des termes utilisés.
2. La réaction de synthèse de l'ammoniac est-elle une réaction totale ? Justifier la réponse.
3. Établir le tableau d'avancement relatif à cette réaction. En déduire la composition finale en quantité de matière du mélange.
4. Quel intérêt a-t-on d'un point de vue microscopique à choisir une température élevée lors d'une transformation chimique ?
5. Quel est le rôle du catalyseur dans la synthèse de l'ammoniac ?

Partie 2 — La solution aqueuse d'ammoniac

DONNÉES (CONDITIONS EXPÉRIMENTALES DE L'EXERCICE)

Volume molaire d'un gaz : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ • Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$

Un volume gazeux d'ammoniac $v = 2,4 \cdot 10^{-1} \text{ L}$ est dissous dans de l'eau distillée pour obtenir $V_s = 1,0 \text{ L}$ de solution aqueuse d'ammoniac S.

1. Donner l'expression, puis calculer la quantité de matière d'ammoniac n_0 contenue dans le volume gazeux v .
2. Le pH de la solution S est mesuré et a pour valeur 10,6.
 - a. Rappeler la définition d'une base selon Brønsted.
 - b. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de l'ammoniac

avec l'eau.

- c. Calculer la quantité de matière en ions hydroxyde présente dans la solution S.
 - d. La transformation chimique associée à la réaction dont l'équation a été écrite précédemment est-elle totale ? Justifier la réponse.
3. Détermination de la constante d'acidité.
- a. Donner l'expression de la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction précédente et déterminer sa valeur.
 - b. En déduire la valeur de la constante d'acidité K_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

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

DONNÉES (CONDITIONS EXPÉRIMENTALES DE L'EXERCICE)

Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$ • $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$ • $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-) = 4,8$

Expérience. État initial : dans un bécher, on introduit $V_A = 100,0$ mL d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $c_A = 1,0 \cdot 10^{-1}$ mol.L⁻¹ et $V_B = 40,0$ mL d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $c_B = 5,0 \cdot 10^{-1}$ mol.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 l'indice i . État d'équilibre : le pH du mélange est mesuré et a pour valeur 9,2. Toutes les grandeurs dans cet état seront notées avec l'indice éq .

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



3.1 Détermination du quotient de réaction

1. Donner l'expression littérale puis calculer le quotient de réaction du système dans l'état d'équilibre : $Q_{r,\text{éq}}$.
2. Quelle est la valeur du quotient de réaction dans l'état initial $Q_{r,i}$? Le comparer à $Q_{r,\text{éq}}$ et conclure sur l'évolution du système.

3.2 Composition du mélange

1. Pour le couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$, tracer le diagramme de prédominance des espèces en fonction du pH.
2. En déduire la relation entre $[\text{NH}_3]_{\text{éq}}$ et $[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}}$ dans le mélange étudié.

3.3 Donner, en la justifiant, la relation entre $[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}}$ et $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq}}$.

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 $[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}} = 7,1 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

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