

Travail dirigé 11 : Les acides et les bases

Notions vues :

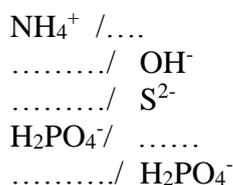
- acide, bases
- force des acides et des bases, couples acide/base, K_a , K_b , α
- produit ionique K_w de l'eau
- pH et échelle pH
- calcul de pH de solutions aqueuses
- indicateurs colorés
- titrage acide base

Exercices :

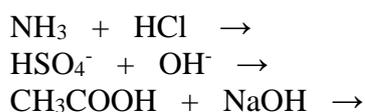
1. Définitions des acides et bases

1.1. Un médicament antiacide est constitué d'un mélange d'hydroxyde d'aluminium et d'hydroxyde de magnésium qui sont des solides peu solubles dans l'eau. Compléter et pondérer les équations correspondant aux réactions quantitatives de neutralisation de l'acide chlorhydrique du suc gastrique par les hydroxydes contenus dans ce médicament.

1.2. Compléter les couples acide-base suivants :



1.3. Compléter les réactions suivantes et noter les couples acide-base :

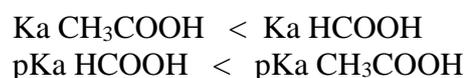


2. Force des acides et des bases.

2.1. Classer les acides suivants par force d'acidité croissante d'après les pK_a :



2.2. Sachant que HCOOH est un acide plus fort que CH_3COOH , les propositions suivantes sont-elles vraies ou fausses ?



2.3. Si $pK_a(\text{HClO}/\text{ClO}^-) = 7,5$ et $pK_a(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2) = 10,6$, on peut déduire que :

- a) ClO^- est une base plus forte que $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$
- b) HClO est un acide plus fort que $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$

Répondre par vrai ou faux

2.4. Soit une solution d'acide acétique 10^{-2} M,

- a) écrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.
- b) compléter le tableau d'avancement correspondant (en fonction de x ou de α).
- c) exprimer la constante d'acidité de cet acide et rechercher sa valeur dans les tables de K_a .
- d) calculer les concentrations de chaque espèce en solution.
- e) déduire les espèces majoritaires en solution.
- f) calculer le coefficient de dissociation de cet acide à cette concentration.
(R.: 4,3 %).
- g) calculer la valeur du coefficient de dissociation de l'acide chlorhydrique et comparer la valeur obtenue avec celle de l'acide acétique de concentration 10^{-2} M.
(R : 100%).

2.5. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide acétique (CH_3COOH) pour une solution de concentration 10^{-5} M. Comparer le résultat à celui de l'exercice 2.4.

(R.: 71 %)

2.6. Parmi les solutions suivantes, celle qui présente le degré ou coefficient de dissociation α le plus faible est :

- a) HCl 0,1M
- b) Acide éthanóique 0,1M
- c) Acide acétique 0,01M
- d) Acétate de sodium 0,1M
- e) NaCl 0,1M

Justifier la réponse proposée.

(R : HAc 0,1M)

2.7. Le pH d'une solution aqueuse d'acide formique 0,1 M est de 2,4. Calculer la constante d'acidité de cet acide sans utiliser les tables de pK_a .

(R : $1,65 \cdot 10^{-4}$)

3. Produit ionique de l'eau

3.1. A 25°C , la concentration en OH^- dans une solution aqueuse de base vaut $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Que vaut la concentration en ions H_3O^+ ?

(R : 10^{-11} M)

3.2. A 25°C , la concentration en H_3O^+ dans une solution aqueuse de base vaut $1 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Que vaut la concentration en ions OH^- ?

(R : 10^{-12} M)

3.3. Calculer les concentrations en ions H_3O^+ et OH^- dans l'eau pure à 50°C sachant que pK_w à cette température vaut 13,3.
(R : $10^{-6,65}\text{M}$)

3.4. Indiquer vrai ou faux pour chacune des propositions suivantes.

Une solution est neutre si

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}\text{M}$ à toute température
- c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}\text{M}$ à 25°C

(R: a vrai, b faux et c vrai)

3.5. Sachant que la réaction d'autoprotolyse de l'eau est endothermique, comment varieront K_w et pK_w lorsque la température augmente ?

Choisir la(les) proposition(s) exacte(s) parmi les suivantes :

- a) K_w diminue et pK_w augmente
- b) K_w augmente et pK_w diminue
- c) K_w augmente et pK_w augmente
- d) K_w diminue et pK_w diminue
- e) K_w diminue et pK_w diminue

(R : b)

4. pH et échelle pH

4.1. Une boisson acidulée à 25°C a un pH de 2,6. Calculer les concentrations en ions H_3O^+ et OH^- dans la solution.

(R : $10^{-2,6}\text{M}$ et $10^{-11,4}\text{M}$)

4.2. Dans le corps humain, la température normale est toujours de plus ou moins 37°C . A cette température, le produit ionique de l'eau vaut $1,9 \cdot 10^{-14}$.

- a) Déterminer le pH d'une solution neutre à 37°C . (R : $\text{pH} = 6,86$)
- b) Le sang a un pH de 7,39 ; est-il acide ou basique ? (R : basique)
- c) Déterminer les concentrations en ions hydronium et hydroxyde dans le bol alimentaire de l'estomac dont le pH peut atteindre une valeur de 1,2.
(R = $6,3 \cdot 10^{-2}\text{M}$ et $3 \cdot 10^{-13}\text{M}$)

d) On considère que le pH du suc gastrique vaut 2. Calculer la concentration en ions hydroxyde dans l'estomac.

(R : $1,9 \cdot 10^{-12}\text{M}$)

4.3. Classer les solutions suivantes, considérées à 25°C , par ordre d'acidité croissante

- a) $\text{pH} = 6$
- b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-8}\text{M}$
- c) $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-13}\text{M}$
- d) $\text{pH} = 9$

(R: d, b, a, c)

4.4. Pour chacune des propositions suivantes, préciser si elle est vraie ou fausse.

- a) à 25°C , une solution acide a un $\text{pH} > 7$

- b) à toute température, le pH de l'eau pure vaut 7
 - c) une solution aqueuse d'ammoniac a un pH de 11 ; l'ammoniac est donc une base dans l'eau
- (R : a) F, b) F, c) V)

4.5. A la température de 25°C, combien de fois la concentration en ions hydronium dans le sang, dont le pH vaut 7,36, est-elle supérieure à celle mesurée dans le liquide céphalo-rachidien sachant que son pH est de 7,53 ?

- a) 0,67
 - b) 2
 - c) 1,35
 - d) 1,48
- (R. : d)

5. Calcul de pH de solutions aqueuses

1^{ère} partie : un électrolyte en solution

5.1.1. Dans un tableau en format paysage, comparer des solutions d'acides chlorhydrique et formique de concentration 0,1 M au niveau de:

- a) leur réaction avec l'eau
- b) leur tableau d'avancement
- c) leurs espèces présentes en solution
- d) leurs espèces majoritaires présentes en solution
- e) leur pH (à calculer) (R : 1 et 2,4)
- f) leur coefficient de dissociation (à calculer) (R : 100% et 3,9%)

5.1.2. Calculer le pH et les concentrations de toutes les espèces en solution présentes à l'équilibre si la concentration est de 0,1M

- a) en acide oxalique
- b) en acide carbonique

5.1.3 Dans un tableau en format paysage, comparer des solutions d'hydroxyde de sodium et ammoniac de concentration 0,1 M au niveau de:

- a) leur réaction avec l'eau
- b) leur tableau d'avancement
- c) leurs espèces en solution
- d) leurs espèces majoritaires en solution
- e) leur pH (à calculer) (R : 13 et 11)
- f) leur coefficient de dissociation (à calculer) (R : 100% et 1,2%)

5.1.4. Une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'acide acétique ont toutes deux un pH de 2,8.

- a) Calculer la concentration de chacun de ces acides (R : $1,58 \cdot 10^{-3}$ M et $1,45 \cdot 10^{-1}$ M)
- b) Quelles sont les espèces (majoritaires) présentes en solution ?
- c) Calculer le coefficient de dissociation de chacun de ces acides. (R : 100% et 1%)
- d) Que devient le coefficient de dissociation et la valeur du pH si on dilue 10 fois chacune de ces solutions ? (R : 100% et 3,46%)

5.1.5. Classer **qualitativement** par ordre de pH croissant les solutions de concentration $0,1 \text{ mol/dm}^3$ des sels suivants : Na_2S NaCl NaF Na_3PO_4 Na_2CO_3 NaNO_3 NH_4Br

5.1.6. On dissout $0,25\text{g}$ d'hydrogénocarbonate de sodium dans un ballon jaugé de 250 mL à 25°C . Ensuite on place 10 mL de cette solution dans un jaugé de 500 mL et on complète avec de l'eau.

a/ Calculer le pH de chacune de ces solutions.

b/ Tirer des conclusions quant aux valeurs de pH calculées en a.

(R : $8,35$)

2^{ème} partie : 2 électrolytes en solution sans réaction

5.2.1. Calculer le pH des solutions mixtes suivantes :

a) HNO_3 $0,1 \text{ M}$ et HNO_2 $0,1 \text{ M}$ (R : $\text{pH} = 1$)

b) KOH $0,1 \text{ M}$ et KNO_2 $0,1 \text{ M}$ (R : $\text{pH} = 13$)

c) 5 mL de NaOH $0,1 \text{ M}$ dans 20 mL de solution aqueuse contenant du $\text{Ba}(\text{OH})_2$ $0,01\text{M}$ et du KOH $0,01 \text{ M}$ (R : $\text{pH} = 12,64$)

5.2.2. Pour obtenir un mélange tampon de pH basique à 25°C , il faut mélanger des volumes égaux de solutions équimolaires de :

a) NaCl et NaOH

b) NH_4Cl et HCl

c) CH_3COOH et NaOH

d) CH_3COOH et CH_3COONa

e) NaHCO_3 et Na_2CO_3

(R : e)

5.2.3. Quelle(s) information(s) concerne(nt) les solutions tampons ?

a) leur pH ne varie pas par dilution

b) leur pH varie peu par addition modérée d'acide

c) elles sont présentes dans le sang

d) elles peuvent être préparée par addition d'un défaut d'acide fort sur une base faible

e) elles sont constituées de couples d'acides et de bases faibles

(R : toutes les propositions)

5.2.4. Calculer le pH des solutions obtenues en mélangeant :

a) 50mL de CH_3COOH $0,1 \text{ M}$ et 50mL de CH_3COONa $0,1 \text{ M}$ (R : $4,76$)

b) 50mL de CH_3COOH $0,1 \text{ M}$ et 50 mL de CH_3COONa $0,05 \text{ M}$ (R : $4,46$)

c) 50 mL de Na_2HPO_4 $0,1 \text{ M}$ et 25 mL de NaH_2PO_4 $0,1 \text{ M}$ (R : $7,5$)

3^{ème} partie : 2 électrolytes en solution avec réaction

5.3.1. Etablir les courbes de titrages suivantes en calculant le pH après ajout de 0, 5, 10, 20, 25, 30 mL de titrant :

- 20 mL de HCl 0,1 M par NaOH 0,1 M
- 20 mL de CH₃COOH 0,1 M par NaOH 0,1 M
- 20 mL de NH₃ 0,1 M par HCl 0,1M
- 20 mL de H₂CO₃ 0,1 M par NaOH 0,1 M (dans ce cas calculer également le pH après ajout de 50, 60 et 70 mL de titrant ajouté)

5.3.2. Choisir un indicateur coloré pour chacun des titrages ci-dessus.

5.3.3. Quel volume de NaOH 0,5 M faut-il ajouter pour réagir complètement avec 200 mL d'une solution 0,1 M en acide chloroacétique ClCH₂-COOH ? (R : 40 mL)

Le pH obtenu à ce moment est-il acide, neutre ou basique ? (R.: pH=7,91)

5.3.4. Lors du titrage d'un acide fort par une base forte,

- le pH à la demi-neutralisation est toujours acide
- le pH à la demi neutralisation est toujours basique
- le pH à la demi-neutralisation est toujours neutre
- le pH à la demi-neutralisation est indépendant de la concentration en acide
- le pH à la demi-neutralisation dépend du choix de l'indicateur coloré

(R : a)

5.3.5. Calculer le pH au point d'équivalence lors du titrage par NaOH 0,5M d'une solution de

- 25 mL d'acide nitreux 0,1M (R : pH = 8,17)
- 25 mL d'acide oxalique 0,1M (R : pH = 8,57)

Q.5.3.6. Un étudiant effectue un titrage de $4 \cdot 10^{-3}$ moles de Na₂HPO₄.

- Lorsque l'étudiant ajoute 20 ml de HCl 0,2M, il n'obtient pas un amphotère.
- Lorsque l'étudiant ajoute 80 ml de NaOH 0,05M, il obtient un mélange tampon.
- Lorsque l'étudiant ajoute 40 ml de NaOH 0,1M, il obtient un amphotère.
- Lorsque l'étudiant ajoute 40 ml de NaOH 0,2M, il obtient un mélange de base faible et de base forte.
- Lorsque l'étudiant ajoute 40 ml de HCl 0,2 M, il obtient un amphotère.

(R : 4)

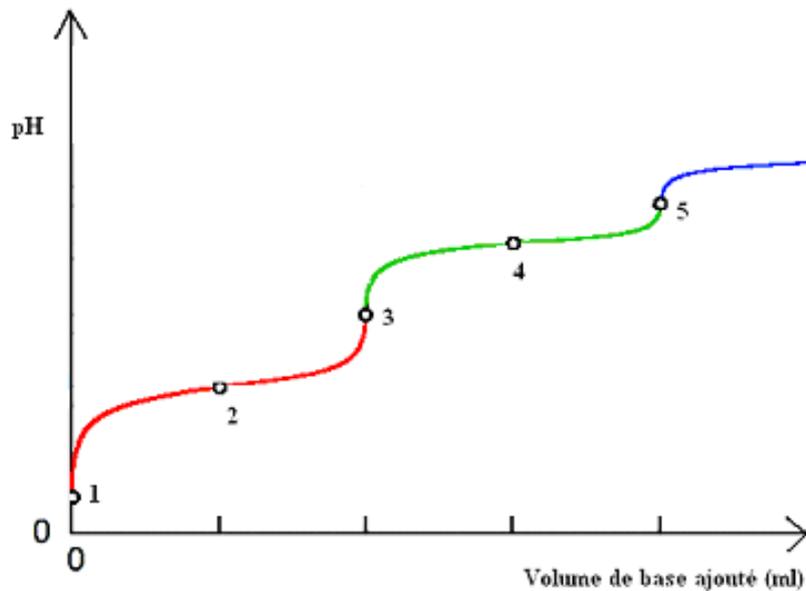
Q.5.3.7. Un étudiant prélève 40 mL d'une solution aqueuse de H₃PO₄ de concentration C à l'aide d'une pipette. Il transfère le volume prélevé dans un ballon jaugé de 100 mL. Il complète le volume jusqu'au trait de jauge. Il prélève ensuite 10 ml à la pipette. Il

transfère le volume prélevé dans un erlenmeyer contenant 20 mL d'eau. Il effectue un titrage acide-base. Il observe le deuxième saut de pH après ajout de 20 mL de NaOH 0,1 M.

La concentration C de la solution de départ vaut :

- 1) 0,01 M
 - 2) 0,025 M
 - 3) 0,05 M
 - 4) 0,1 M
 - 5) 0,25 M
- (R : 5)

Q.5.3.8. Le graphique ci-après représente la courbe de titrage d'un acide biprotique H_2A de $pK_{a1}=2,4$ et $pK_{a2}=7,8$.



Sachant qu'il faut 40 mL de NaOH 0,2M pour titrer 50 mL d'acide et que le terme du titrage est détecté à l'aide de phénolphtaléine, quelle est la proposition correcte?

- 1) La concentration en acide de départ est de 0,16 mol/L.
 - 2) Le pH de la solution au point 5 de la courbe de titrage est égal à pK_{a2} .
 - 3) Le bleu de thymol peut déterminer le pH au point 3 de la courbe de titrage.
 - 4) Le pH de la solution au point 5 de la courbe de titrage est égal à 10,22.
 - 5) Au point 2 de la courbe de titrage, les réactifs de départ sont en quantité stœchiométrique.
- (R :4)

Bibliographie :

- A.Bribosia, Cl Martin, P.Pirson et A Tadino
Chimie Sciences expérimentale 5^{ème}, Ed A.De Boeck
- Syllabus d'exercices de 1^{er} bac en sciences chimiques de Jean-François Dereux
Introduction à la chimie
- McQuarrie, Rock, *chimie générale*, De Boeck, 1992
- Chimie générale, édition revue, traduction de la 3^{ème} édition par P.Depovere
A De Boeck
- Travail dirigé de Pierre Colson pour 1^{er} bac kiné
- Examen de chimie pour 1^{er} bac kiné de Loïc Quinton en janvier 2011