



Exercices de synthèse

Les réactions acido-basiques

Exercice 1 : Les couples acide/base

(1) Écrire la demi-équation acido-basique associée à chaque couple suivant :

$\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$	$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$\text{NH}_3/\text{NH}_2^-$	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3/\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$
----------------------------------	---	-----------------------------	-----------------------------	---

(2) Compléter les couples acide/base suivants

$\text{H}_2\text{O}/\dots$	HNO_3/\dots	\dots/HS^-	HS^-/\dots	$\dots/\text{H}_2\text{O}$	\dots/HSO_4^-	$\dots/\text{CH}_3\text{NH}_2$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}/\dots$	\dots/SO_4^{2-}	HCO_3^-/\dots	\dots/HCO_3^-	\dots/HPO_4^-	$\text{H}_3\text{PO}_4^-/\dots$	

Exercice 2 : pH d'une solution et concentration en ions H_3O^+

(1) Donner la relation

- reliant les concentrations des ions H_3O^+ et OH^- dans toutes solutions aqueuses à la température de 25°C
- qui permet de calculer le pH d'une solution connaissant la concentration en ions H_3O^+ dans la solution
- qui permet de calculer la concentration en ions H_3O^+ d'une solution connaissant le pH de la solution

(2) Compléter le tableau suivant :

Solutions	A	B	C	D	E	F
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$	$2,5 \text{ mmol.L}^{-1}$				
$[\text{HO}^-]$			$1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$	$5,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$		
pH					2,5	10,3

Exercice 3 : Acide fort ou acide faible ?

(1) Une solution aqueuse d'acide éthanöïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de concentration $C = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH égal à 3,0.

- L'acide éthanöïque est-il un acide fort ou un acide faible ?

(2) La vitamine C est de l'acide ascorbique de formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. On dissout un comprimé contenant 0,35 g d'acide ascorbique dans 200 mL d'eau ; on obtient une solution de pH = 3

- L'acide ascorbique est-il un acide faible ou un acide fort

(3) L'aspirine contient de l'acide acétylsalicylique, de formule $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$. On dissout un comprimé de 500 mg dans 200 mL d'eau ; la solution a un pH de 2,7

3.1. Calculer la concentration molaire de la solution puis la concentration des ions H_3O^+

3.2. Que peut-on déduire de ces 2 concentrations ?

(4) On mesure le pH de deux solutions d'acide de même concentration $C = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Solution d'acide perchlorique HClO_4	Solution d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$
pH = 2,6	pH = 3,4

- Calculer le coefficient de dissociation de l'acide dans les 2 solutions ; que peut-on conclure ?

Exercice 4 : Cas particulier des acides forts et bases fortes

(1) Une solution d'acide nitrique HNO_3 de concentration apportée $C = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 2,7 à 25°C

1.1. Calculer la concentration des ions H_3O^+ et HO^- dans la solution

1.2. L'acide nitrique est-il un acide fort ou faible ? justifier la réponse

1.3. On souhaite préparer 100 mL d'une solution d'acide nitrique de concentration $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, à partir de la solution précédente

- Déterminer le volume de la solution concentrée qu'il faut prélever.

- Quel sera le pH de la solution obtenue ?

(2) L'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) est une solution d'acide fort ;

2.1. Déterminer le pH de la solution d'acide chlorhydrique de concentration $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2.2. Déterminer la concentration d'une solution d'acide chlorhydrique de pH= 3,5.

(3) L'hydroxyde de potassium est une base forte ; on dispose d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Calculer le pH de la solution

Exercice 5 : Effet de la dilution sur la force d'un acide

(1) La mesure du pH d'une solution S_1 d'acide méthanoïque HCO_2H de concentration $C_1 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donne une solution de $\text{pH}_1 = 2,9$. Une solution S_2 d'acide méthanoïque est obtenue en diluant 10 fois la solution S_1 ; la mesure du pH donne $\text{pH}_2 = 3,4$

1.1. Donner un protocole permettant de préparer la solution S_2 à partir de la solution S_1

1.2. Quelle est la concentration C_2 en acide méthanoïque de la solution S_2 ?

1.3. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide méthanoïque dans chacune des solutions

1.4. Conclure quant à l'effet de la dilution sur le coefficient de dissociation de l'acide

(2) Le tableau ci-dessous donne le pH de solutions aqueuses d'acide éthanoïque de différentes concentrations

Solution	S1	S2	S3
C	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$4,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
pH	3,4	3,6	3,9

Calculer le coefficient de dissociation de l'acide dans les 3 solutions ; que peut-on conclure ?

Exercice 6 : *Domaine de prédominance*

(1) On dissout un comprimé d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ (vitamine C) dans un verre d'eau.

1.1. Écrire la réaction de l'acide ascorbique avec l'eau ; Donner l'expression de la constante d'acidité du couple

1.2. Déterminer le pK_A du couple sachant que la constante d'acidité du couple $K_A = 8,91 \cdot 10^{-5}$

1.3.

- Tracer le domaine de prédominance de l'acide ascorbique

- Le pH dans le verre après dissolution du comprimé est égal à 4,05. Quelle est l'espèce prédominante du couple dans la solution ?

- Une fois bu, le contenu du verre se retrouve dans l'estomac avec un pH égal à 1. Quelle espèce sera prédominante ?

(2) L'acide lactique de formule $C_3H_6O_3$ se forme lors de la fermentation du lactose présent dans le lait. C'est un acide faible dans l'eau. Le pH d'un lait vaut 5,4 à 25°C.

2.1. Calculer la concentration des ions hydronium dans ce lait.

2.2. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide lactique avec l'eau. Donner l'expression de la constante d'acidité K_A de l'acide lactique en fonction des concentrations molaires.

2.3. Sachant que $K_A = 1,35 \cdot 10^{-4}$ à 25°C pour le couple de l'acide lactique, calculer son pK_A

2.4. Quelle est l'espèce chimique majoritaire dans ce lait : l'acide lactique ou sa base conjuguée ? Justifier par un schéma des domaines de prédominance.

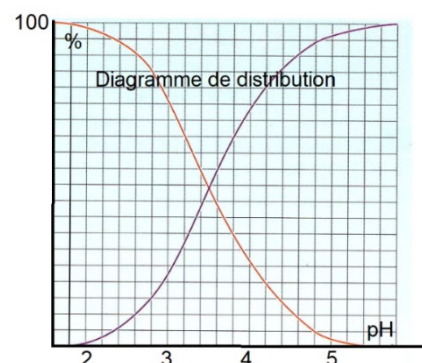
Exercice 7 : *Diagramme de distribution*

(1) L'aspirine $C_9H_8O_4$ ou acide acétylsalicylique, est peu soluble dans l'eau (2,5 g/L à 25°C), alors que sa base conjuguée, l'ion acétylsalicylate, est très soluble (400 g/L à 25°C)

1.1. Ecrire la réaction entre l'aspirine et l'eau. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple acide/base

1.2. En utilisant le diagramme de distribution des formes AH et A^- de l'aspirine en fonction du pH, estimer la valeur du pK_A du couple AH/ A^- de l'aspirine

1.3. Quelle est la forme prédominante dans l'estomac où le suc gastrique a un pH de 1,5 ? Quelle est la forme prédominante au niveau du duodénum, soit à pH=6 ?



(2) L'hypochlorite de sodium (Na^+ , ClO^-), désinfectant utilisé dans les piscines, appartient au couple acide hypochloreux/ion hypochlorite : $HClO_{(aq)}/ClO^-_{(aq)}$

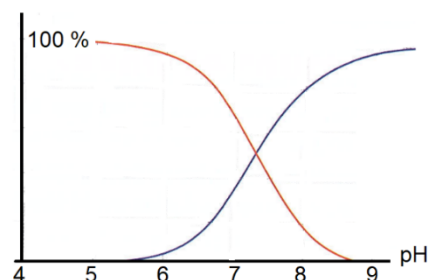
On donne le diagramme de distribution des espèces chimiques acide et basique de ce couple à 25°C

2.1. Que représentent les deux courbes indiquées sur le diagramme ?

2.2. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple

2.3. Déterminer le pK_A du couple, puis dessiner le domaine de prédominance des espèces chimiques pour ce couple

2.4. La régulation du pH est essentielle dans le traitement de l'eau des piscines. Il doit être maintenu à son niveau idéal (7,2-7,6). Lors d'un contrôle du pH, on mesure une valeur élevée de 8,3, ce qui peut provoquer l'irritation des yeux des baigneurs. A ce pH, indiquer l'espèce chimique prédominante.



Exercice 8 : Préparation d'une solution tampon

On désire préparer une solution tampon ayant un pH proche de 9

(1)

- 1.1. Rappeler les propriétés des solutions tampons
- 1.2. Donner une méthode permettant d'obtenir une solution tampon
- 1.3. Comment faut-il choisir le couple AH/A⁻ adapté à la préparation d'une solution tampon ?

(2)

On dispose des solutions suivantes :

S₁ : solution d'ammoniaque NH₃ de concentration C₁ = 0,25 mol.L⁻¹

S₂ : solution de chlorure d'ammonium (NH₄⁺, Cl⁻) de concentration C₂ = 0,50 mol.L⁻¹

pK_a du couple NH₄⁺/NH₃ : 9,2

- 2.1. Elaborer un protocole qui permet d'obtenir un volume quelconque d'une solution tampon à l'aide des solutions S₁ et S₂. Quel sera le pH de la solution tampon obtenue ?
- 2.2. Elaborer un protocole afin d'obtenir 250 mL d'une solution tampon à l'aide des solutions S₁ et S₂

(3) On dispose d'une solution d'ammoniaque NH₃ de concentration C₁ = 0,25 mol.L⁻¹ et de chlorure d'ammonium NH₄Cl(s) de masse molaire 53,5 g.mol⁻¹.

- Elaborer un protocole permettant d'obtenir 500 mL d'une solution tampon.

Exercice 9 : Bilan...

De nombreux aliments contiennent naturellement des ions nitrates NO₃⁻ alors que les ions nitrites NO₂⁻ sont eux rajoutés dans les aliments par exemple dans les charcuteries. Ces ions favorisent la conservation des aliments. Les ions nitrites utilisés comme additifs alimentaires sont suspecter de favoriser le cancer colorectal. S'ils ne sont pas les seuls en cause dans cette maladie multifactorielle, il paraît raisonnable de limiter leur consommation.

- (1)** Écrire la formule de l'acide conjugué de chacun de ces ions puis écrire les couples acide/base correspondant.
- (2)** L'acide conjugué de l'ion NO₃⁻ est appelé acide nitrique. C'est un acide fort dans l'eau. On considère une solution aqueuse d'acide nitrique de concentration initiale C = 0,010 mol.L⁻¹
 - 2.1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau.
 - 2.2. Quel est le pH de la solution ?
- (3)** L'acide conjugué de l'ion NO₂⁻ est appelé acide nitreux. C'est un acide faible dans l'eau. On considère une solution aqueuse d'acide nitreux de concentration initiale C = 0,010 mol.L⁻¹.
Le pH de la solution est égal à 2,7
 - 3.1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitreux avec l'eau.
 - 3.2. A l'aide d'un tableau, calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes à l'équilibre dans la solution.
 - 3.3. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple de l'acide nitreux. Calculer sa valeur puis en déduire le pK_a du couple de l'acide nitreux.
 - 3.4. L'acide nitreux est-il un acide plus fort ou plus faible que l'acide éthanoïque dont le pK_a est égale à 4,75 ?