

EQUILIBRE ACIDE-BASE

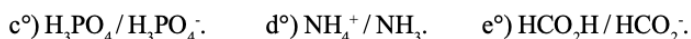
Exercices corrigés en vidéo.

EXERCICE 1. Couple acide/base

1°) Déterminer le couple acide/base à partir de la demi-équation:



2°) Ecrire la demi-équation à partir du couple:



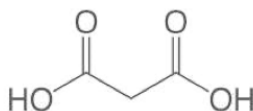
EXERCICE 2. Etablir une réaction acido-basique

Etablir la réaction acido/basique qui a lieu entre l'acide acétique CH_3COOH et l'ion hydroxyde HO^- .

On donne les couples suivants: $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$.

EXERCICE 3 Acide malonique

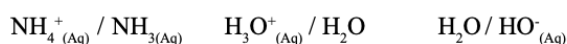
L'acide malonique (formule ci-contre), appelé aussi acide propanedioïque, se présente sous forme de poudre cristalline blanche soluble dans l'eau.



1. Ecrire la formule de Lewis de l'acide malonique.
2. Justifier que l'acide malonique est un diacide, c'est-à-dire qu'il peut perdre deux ions H^+ ;
3. L'acide malonique est donc à l'origine de deux couples acide/base. Ecrire les deux couples en formule de Lewis et y entourer l'espèce amphotère après avoir rappelé sa définition.

EXERCICE 4 Réactions acido-basiques

Données des couples.



Ecrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit quand on mélange:

- a) une solution d'ammoniac $\text{NH}_3(\text{Aq})$ et une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-(\text{Aq})$).
- b) une solution de chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+(\text{Aq}) + \text{Cl}^-(\text{Aq})$) et une solution de soude ($\text{Na}^+(\text{Aq}) + \text{HO}^-(\text{Aq})$).
- c) de l'acide chlorhydrique et une solution de soude.

EXERCICE 5. Calculs de pH

Compléter le tableau de correspondance entre la valeur du pH et celle de la concentration en ions oxonium.

pH	3,4	5,4		12,2
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol/L)			$1,0 \times 10^{-3}$	

EXERCICE 6 Les brûlures d'estomac

Les brûlures d'estomac sont provoquées par le reflux gastro-oesophagien: des remontées d'acide chlorhydrique depuis l'estomac vers l'oesophage. Le bicarbonate de sodium (appelé aussi hydrogénocarbonate de sodium, contenant des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- et des ions sodium) neutralise l'acide chlorhydrique. Le soulagement est immédiat.

Données: Couples acide/base mis en jeu.

- $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$ ($\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ est l'écriture d'une molécule de dioxyde de carbone associée à une molécule d'eau et équivalent à une molécule d'acide carbonique H_2CO_3).

1. Ecrire l'équation de dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium (solution ioniaque) dans l'eau.
2. Rappeler la formule de l'acide chlorhydrique et indiquer l'ion responsable des brûlures.
3. Ecrire l'équation de la réaction acideo-basique qui se produit lorsqu'un patient souffrant de brûlures d'estomac ingère une solution d'hydrogénocarbonate de sodium.
4. Justifier que les brûlures disparaissent et expliquer l'effet de ballonnement ressenti par le patient.

EXERCICE 7 Acide éthanoïque

Le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ de concentration molaire en soluté apporté $C_A = 4,5 \text{ mmol.L}^{-1}$ est de 3,6 à 25°C.

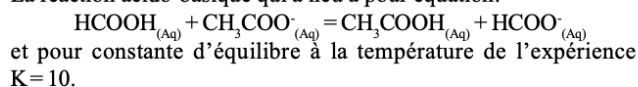
- 1°) Ecrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'acide éthanoïque et l'eau, sachant que l'eau appartient au couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$.
- 2°) Calculer le taux d'avancement final de la réaction de l'acide avec l'eau. La transformation est-elle totale ?
- 3°) Calculer les concentrations molaires de toutes les espèces dans l'état final.
- 4°) En déduire la constante d'équilibre de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau à 25°C.
- 5°) Prévoir le pH à 25°C d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire en soluté apporté $6,5 \text{ mmol.L}^{-1}$.

EXERCICE 8 Un équilibre acido-basique

On introduit dans un bécher le même volume $V_0 = 25 \text{ mL}$ de quatre solutions de même concentration $C = 100 \text{ mmol.L}^{-1}$.

- solution d'acide éthanoïque CH_3COOH
- solution d'ions éthanoate CH_3COO^-
- solution d'acide méthanoïque HCOOH
- solution d'ion méthanoate HCOO^-

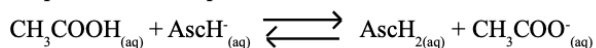
La réaction acido-basique qui a lieu a pour équation:



- 1°) Calculer la concentration molaire C_0 de chaque espèce chimique dans le mélange initialement.
- 2°) Calculer le quotient de réaction initial
- 3°) Dans quel sens (direct ou opposé) l'évolution du système se fait-elle spontanément,
- 4°) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement volumique à l'équilibre (état final).
- 5°) Calculer le taux d'avancement final.

EXERCICE 9 Acide ascorbique

L'acide ascorbique, noté $\text{AscH}_{2(\text{aq})}$ appartient au couple acide/base $\text{AscH}_{2(\text{aq})}/\text{AscH}_{(\text{aq})}^-$. On considère la réaction acido-basique entre l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ et l'ion ascorbate $\text{AscH}_{(\text{aq})}^-$, en solution aqueuse selon l'équation:



De constante d'équilibre $K = 0,28$ à 25°C .

A 25°C , on mélange:

- $n_1 = 0,10$ mol d'acide éthanoïque;
- $n_2 = 1 \times 10^{-3}$ mol d'éthanoate de sodium ($\text{CH}_3\text{COO}_{(\text{aq})}^- \text{Na}_{(\text{aq})}^+$);
- $n_3 = 0,10$ mol d'acide ascorbique;
- $n_4 = 1 \times 10^{-3}$ mol d'ascorbate de sodium ($\text{AscH}_{(\text{aq})}^- + \text{Na}_{(\text{aq})}^+$);

Le volume de la solution aqueuse obtenue est V .

1°) La constante K est-elle fonction des conditions initiales imposées par l'expérimentateur ?

2.1. Exprimer, puis calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$. Le système est-il à l'équilibre ?

2.2. Déterminer le sens d'évolution spontanée du système.

2.3. En déduire qu'il est préférable de réécrire l'équation de la réaction.

3.1. Calculer la constante d'équilibre K' associée à la nouvelle équation de réaction à 25°C et calculer le nouveau quotient de réaction à l'état initial $Q'_{r,i}$.

3.2. Comparer $Q'_{r,i}$ et K' . Conclure.

4.1. Dresser le tableau d'avancement du système chimique et calculer l'avancement maximal.

4.2. Exprimer $Q'_{r,eq}$ le quotient de réaction à l'équilibre en fonction de l'avancement à l'équilibre x_{eq} (ou x_p). Calculer x_{eq} .

5. Calculer le taux d'avancement final. Conclure

EXERCICE 10 Acide lactique

Des tests d'effort sont pratiqués par des vétérinaires afin d'évaluer la condition physique des chevaux. Celle-ci est liée à l'apparition d'acide lactique dans les muscles pouvant entraîner des crampes douloureuses après un exercice physique prolongé.

Données.

- couples acide/base de l'eau: $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ et acide lactique/ion lactate noté AH/A^-
- masse molaire de l'acide lactique $M(\text{AH}) = 90,0$ g/mol

Partie 1. Etude de l'acide lactique.

A vous de faire la première partie de la vidéo, de révision.

Partie 2. Dosage de l'acide lactique dans le sang d'un cheval.

Un vétérinaire prélève sur un cheval un volume $V_{\text{sang}} = 1,00$ mL de sang dont il extrait l'acide lactique. Cet acide est dissous dans l'eau pour obtenir une solution S de volume $V_s = (50,00 \pm 0,05)$ mL

Il réalise le titrage de la totalité de cette solution S par la soude ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration molaire $C_1 = (1,00 \pm 0,01) \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹

L'équivalence est obtenu pour un volume versé $V_E = (4,0 \pm 0,4)$ mL

4°) Faire un schéma légendé du dispositif de titrage.

5°) Ecrire l'équation de la réaction acido-basique support du titrage entre l'acide lactique AH et les ions hydroxyde HO^- .

6°) Déterminer la concentration molaire C_s en acide lactique de la solution S .

7°) En déduire la concentration en masse $C_{m,\text{sang}}$ en acide lactique dans le sang du cheval.

8°) Evaluer l'incertitude-type sur $C_{m,\text{sang}}$ sachant que

$$\frac{U(C_{m,\text{sang}})}{C_{m,\text{sang}}} = \sqrt{\left(\frac{U(C_1)}{C_1}\right)^2 + \left(\frac{U(V_s)}{V_s}\right)^2 + \left(\frac{U(V_E)}{V_E}\right)^2}$$

9°) En déduire un encadrement de la concentration en masse d'acide lactique dans le sang du cheval.

EXERCICE 11 Calculs de pH

1°) Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique obtenue par dissolution de $n_0 = 2,4 \times 10^{-4}$ mol de chlorure d'hydrogène $\text{HCl}_{(g)}$ (un acide fort) dans $V_0 = 200$ mL d'eau.

2°) L'acide nitrique pur $\text{HNO}_{3(\text{liq})}$ est un liquide incolore et inodore de masse volumique $m = 1,4$ g.cm⁻³. C'est un acide fort en solution aqueuse. Calculer le volume d'acide nitrique à dissoudre dans l'eau pour obtenir 1,0 L de solution d'acide nitrique de $\text{pH} = 1,6$. Donnée: $M(\text{HNO}_3) = 63,0$ g/mol.

3°) Calculer le pH d'une solution aqueuse de concentration molaire en ion amidure NH_2^- (base forte) apporté est $C_b = 1,5 \times 10^{-5}$ mol.L⁻¹.

4°) Calculer le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $\text{NaOH}_{(s)}$ (composé ionique et base forte) de concentration molaire en soluté apporté $C_b = 2,5 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹.

EXERCICE 12 Acides faibles ou forts ?

L'acide nitreux HNO_2 , l'acide sulfurique H_2SO_4 , le chlorure d'hydrogène HCl et l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ sont quatre acides. Trois d'entre eux sont des acides forts et le quatrième est un acide faible mais lequel ? Pour identifier l'intrus, on réalise des solutions aqueuses avec chacun des acides et on mesure le pH de la solution après dissolution dans l'eau distillée (à 25°C):

acide	quantité dissoute en mole	volume de solution aqueuse obtenue	pH mesuré
HNO_2	10,0 mmol	1,00 L	2,00
HCl	15,0 mmol	500 mL	1,52
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	10,0 mmol	1,00 L	3,33
H_2SO_4	40,0 μmol	250 mL	3,50

A l'aide des mesures de pH, identifier l'intrus.

EXERCICE 13 Acide benzoïque

Une solution de volume $V = 100$ mL est obtenue par dissolution totale dans l'eau d'un échantillon de 1,0 mmol d'acide benzoïque de formule $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$. L'acide benzoïque est un acide faible. Donnée: $\text{p}K_a = 4,2$ à 25°C pour le couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}/\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$

1°) Ecrire l'équation de la réaction associée à la constante d'acidité de l'acide benzoïque.

2°) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer le pH de la solution.

3°) Quelle quantité d'acide aurait-on dû introduire pour obtenir une solution de pH égal à 4,2.

EXERCICE 14 Déterminer une constante acidité

L'acide lactique de formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ est un acide faible. On prépare une solution aqueuse d'acide lactique de concentration molaire en soluté apporté $C_a = 1,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹. Une mesure de son pH à 25°C donne la valeur 3,0.

1°) Ecrire l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.

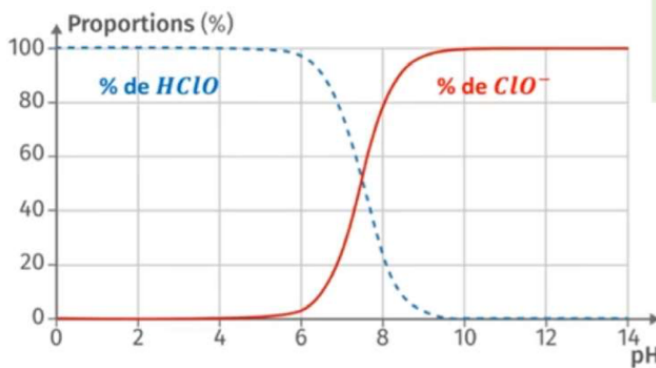
2°) Déterminer la constante d'acidité du couple de l'acide lactique. Vérifier que $\text{p}K_a = 3,0$.

3°) Comparer la force de l'acide lactique avec celle de l'acide éthanoïque (de $\text{p}K_a = 4,8$).

4°) Comparer les forces de leurs bases conjuguées.

EXERCICE 15 L'eau de Javel

L'eau de Javel est une solution aqueuse fréquemment utilisée comme désinfectant ou comme décolorant. L'espèce active dans l'eau de Javel est l'ion hypochlorite ClO^- . C'est une base faible. Le diagramme de distribution associé à son couple HClO/ClO^- est donné ci-dessous.



- Déterminer la valeur du pK_a du couple.
- Une solution d'eau de Javel de concentration molaire en soluté apporté de $60 \mu\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à un pH de 8,5. Déterminer les concentrations molaires en acide hypochloreux HClO et en ions hypochlorite dans cette eau de Javel.

EXERCICE 16 Le pH d'une eau distillée

L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est une espèce amphotère appartenant aux deux couples acide/base:

- $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ de $\text{pK}_{a1} = 4,2$
- et $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ de $\text{pK}_{a2} = 10,3$ à 25°C .

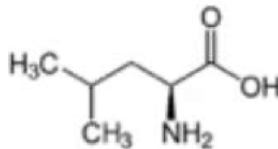
Du dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(\text{g})}$ présent dans l'air se dissout dans de l'eau laissée à l'air libre.

- Ecrire l'équation de la réaction entre le $\text{CO}_{2(\text{g})}$ et l'eau, formant l'acide carbonique H_2CO_3 .
- Ecrire l'équation de la réaction de l'acide carbonique avec l'eau.
- Une eau distillée (initialement de pH égal à 7,0) est laissée à l'air libre. Son pH baisse alors jusqu'à la valeur de 5,5. Justifier cette baisse à l'aide de la question précédente.
- Indiquer sur un même diagramme, les domaines de prédominance des trois espèces chimiques et en déduire l'espèce prédominante dans l'eau distillée laissée à l'air libre.

EXERCICE 17 Acide alpha aminé

La leucine est un acide aminé dont la formule topologique est donnée ci-contre.

- Identifier les deux groupes caractéristiques présents dans la molécule.

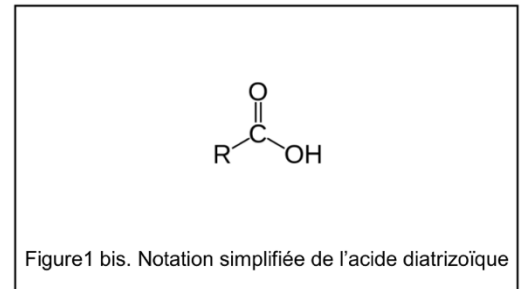
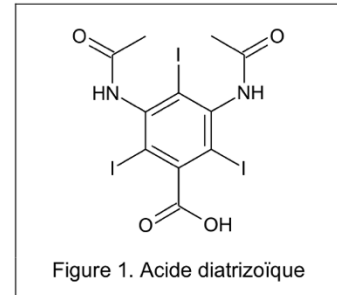


- En solution aqueuse, un transfert intramoléculaire d'un ion hydrogène a lieu du groupe carboxyle vers le groupe amine. Ecrire la formule topologique de l'amphion formé.
- L'amphion est une espèce amphotère. Ecrire les deux couples acide/base auxquels il appartient.
- Etablir sur un même diagramme les domaines de prédominance des espèces appartenant aux couples de la leucine sachant que les pK_a sont de 2,4 et 9,9. Quelle espèce prédomine à $\text{pH} = 8,4$?

EXERCICE 18 Dégradation d'un produit de contraste

Afin d'améliorer l'interprétation d'une radiographie, des produits de contraste peuvent être administrés aux patients avant l'examen. Ces produits de contraste, non toxiques, une fois éliminés par l'organisme du patient, ne sont pas dégradés par la majorité des stations d'épuration. Pour éviter leur accumulation dans la nature, des chercheurs ont étudié la dégradation des produits de contraste sous l'effet du rayonnement ultraviolet.

La formule topologique de l'acide diatrizoïque est donnée à la figure 1 ci-dessous.



Données :

➤ Masses molaires atomiques :

Élément	H	C	O
$M (\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})$	1,00	12,0	16,0

- En utilisant la notation simplifiée de l'acide diatrizoïque, donnée figure 1 bis, représenter le schéma de Lewis de l'acide diatrizoïque et le schéma de Lewis de l'ion carboxylate correspondant.
- Dans la suite de l'exercice, on utilisera, pour l'acide diatrizoïque et l'ion correspondant, les notations simplifiées RCOOH et RCOO^- . Établir l'équation de réaction acide-base de l'acide diatrizoïque avec l'eau. Exprimer la constante d'acidité K_A du couple acide diatrizoïque / ion diatrizoate en fonction des concentrations à l'équilibre des espèces en solution.
- Représenter le diagramme de prédominance du couple de l'acide diatrizoïque et identifier l'espèce prédominante dans les eaux usées.

Données :

- La valeur du pK_a du couple acide diatrizoïque / ion diatrizoate est 1,1.
- La valeur du pH des eaux usées est comprise entre 6,5 et 8.