

Réactions acido-basiques

1) Exercice 1

On considère les couples acide/base suivants:

1. Indiquer, en justifiant votre choix, quels sont les acides parmi les espèces figurant dans le tableau précédent.

Par convention l'acide figure à gauche dans l'écriture du couple acide/base. Les acides sont en rouge dans le tableau suivant:

$CH_3-COOH_{(aq)} / CH_3-COO^-_{(aq)}$	$C_6H_5-COOH_{(aq)} / C_6H_5-COO^-_{(aq)}$
$C_2H_5-NH_3^+_{(aq)} / C_2H_5-NH_2_{(aq)}$	$H_2S_{(aq)} / HS^-_{(aq)}$
$HCl_{(aq)} / Cl^-_{(aq)}$	H_3O^+ / H_2O
$HNO_3_{(aq)} / NO_3^-_{(aq)}$	$H_2O / HO^-_{(aq)}$

2. Ecrire pour chaque couple la demi-équation acido-basique.

Les demi-équations correspondant à chaque couple acido-basique sont:

$CH_3-COOH_{(aq)} = CH_3-COO^-_{(aq)} + H^+$	$C_6H_5-COOH_{(aq)} = C_6H_5-COO^-_{(aq)} + H^+$
$C_2H_5-NH_3^+_{(aq)} = C_2H_5-NH_2_{(aq)} + H^+$	$H_2S_{(aq)} = HS^-_{(aq)} + H^+$
$HCl_{(aq)} = Cl^-_{(aq)} + H^+$	$H_3O^+ = H_2O + H^+$
$HNO_3_{(aq)} = NO_3^-_{(aq)} + H^+$	$H_2O = HO^-_{(aq)} + H^+$

2) Exercice 2

Soit les demi-équations acido-basiques d'écriture formelle:

1. Indiquer, en justifiant votre choix, quelles sont les bases parmi les espèces du tableau précédent.

Les bases sont des espèces capables de capter un proton. Ce sont donc les espèces situées du même côté que les ions H^+ . Elles figurent en rouge dans le tableau suivant:

$HO^-_{(aq)} + H^+ = H_2O$	$HCN_{(aq)} = CN^-_{(aq)} + H^+$
$HCO_3^-_{(aq)} = CO_3^{2-}_{(aq)} + H^+$	$CH_3-NH_2_{(aq)} + H^+ = CH_3-NH_3^+_{(aq)}$
$NH_3_{(aq)} + H^+ = NH_4^+_{(aq)}$	$HCOOH_{(aq)} = HCOO^-_{(aq)} + H^+$

2. Ecrire le couple acido-basique correspondant à chaque demi-équation.

Les couples acido-basiques correspondant sont alors:

$H_2O / HO^-_{(aq)}$	$HCN_{(aq)} / CN^-_{(aq)}$
$HCO_3^-_{(aq)} / CO_3^{2-}_{(aq)}$	$CH_3-NH_3^+_{(aq)} / CH_3-NH_2_{(aq)}$
$NH_4^+_{(aq)} / NH_3_{(aq)}$	$HCOOH_{(aq)} / HCOO^-_{(aq)}$

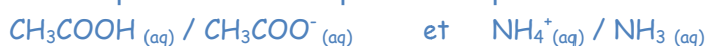
3) Exercice 3

On considère l'acide éthanóïque (ou acide acétique) et l'ammoniac.

1. Quelles sont les espèces conjuguées de l'acide éthanóïque d'une part et de l'ammoniac d'autre part ? Ecrire les couples acido-basiques correspondants.

La base conjuguée de l'acide éthanóïque est l'ion éthanóate de formule $CH_3COO^-_{(aq)}$ et l'acide conjugué de l'ammoniac est l'ion ammonium de formule $NH_4^+_{(aq)}$.

Les couples acido-basiques correspondant sont alors:



2. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau. Que peut-on dire du pH de la solution obtenue à 25°C ?

L'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau s'écrit:



A 25°C, une solution acide a un $pH < 7$

3. A l'aide des demi-équations acido-basiques des couples mis en jeu, écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau. Que dire du pH de la solution obtenue à 25°C ?

Les demi-équations acido-basiques et l'équation de la réaction s'écrivent:



A 25°C, une solution de base a un **pH > 7**.

4. On dispose de solutions aqueuses d'acide éthanóique, d'ammoniac, d'éthanoate de sodium et de chlorure d'ammonium. Donner la formule de chacune de ces solutions.

Les formules des solutions sont:

Solution aqueuse d'acide éthanóique: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$

Solution aqueuse d'ammoniac: $\text{NH}_3(\text{aq})$

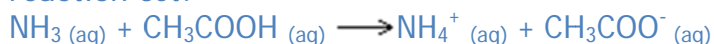
Solution aqueuse d'éthanoate de sodium: $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$

Solution aqueuse de chlorure d'ammonium: $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

5. Laquelle de ces solutions pourrait réagir avec la solution d'ammoniac ? Pourquoi ? Ecrire l'équation de la réaction.

La solution d'ammoniac est une solution basique. Seul un acide peut réagir avec une telle solution. L'ion ammonium appartient au même couple que l'ammoniac et ne réagit donc pas avec lui.

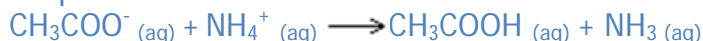
La **solution d'acide éthanóique** peut réagir avec la solution d'ammoniac. L'équation de la réaction est:



6. Laquelle de ces solutions pourrait réagir avec la solution d'éthanoate de sodium ? Pourquoi ? Ecrire l'équation de la réaction.

La solution d'éthanoate de sodium contient des ions éthanóate et des ions sodium. Dans cette solution seuls les ions éthanóate peuvent réagir. Or l'ion éthanóate est une base (base conjuguée de l'acide éthanóique). Cette base ne peut réagir qu'avec un acide. L'acide éthanóique appartient au même couple que l'ion éthanóate et ne réagit donc pas avec lui. Le seul acide pouvant donner lieu à une réaction avec l'ion éthanóate est donc **l'ion ammonium**. la solution recherchée est donc la **solution de chlorure d'ammonium**.

L'équation de la réaction est :



4) Exercice 4

On prépare une solution d'éthanoate de sodium à la concentration $C_1 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$.

a) Quelle masse m_1 d'éthanoate de sodium, de formule CH_3COONa , faut-il dissoudre dans $V_1 = 200 \text{ mL}$ d'eau sans variation de volume pour obtenir une solution de concentration C_1 ?

$$n = C_1 \times V_1 = 0,5 \times 0,2 = 0,1 \text{ mol}$$

$$m = n \times M = 0,1 \times 80 = 8 \text{ g}$$

b) Quel volume V_a d'une solution de chlorure d'hydrogène à la concentration $C_a = 0,80 \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il ajouter à $V_2 = 10 \text{ mL}$ de cette solution pour que tous les ions éthanóate disparaissent ?

Equation de la dissolution :



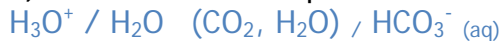
Pour que tous les ions éthanóate disparaissent il faut faire réagir les ions H^+ en même quantité d'où :

$$n_1 = n_2 \text{ donc } C_1 \times V_2 = C_a \times V_a \quad \text{d'où} \quad V_a = \frac{C_1 \times V_2}{C_a} = \frac{0,5 \times 0,01}{0,8} = \mathbf{6,25 \text{ mL}}$$

5) Exercice 5

On introduit une masse $m=0,50$ g d'hydrogénocarbonate de sodium, de formule NaHCO_3 , dans un erlenmeyer et on ajoute progressivement de l'acide chlorhydrique (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène).

a) Quels sont les couples acide/base mis en jeu ?



b) Donner la demi-équation acido-basique relative à chaque couple.



c) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit dans l'erlenmeyer. Donner le nom du gaz qui se dégage au cours de la transformation. $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) + \text{H}^+ (\text{aq}) = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

d) Quel volume V_a d'acide chlorhydrique de concentration $C_a=0,10\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ faut-il verser pour que le dégagement de gaz cesse ?

Le dégagement cessera lorsqu'il n'y aura plus d'ions hydrogénocarbonate. Ces deux ions réagissant mole à mole il faut verser autant des deux espèces :

$$n_1 = n_2 \text{ donc } \frac{m}{M} = C_a \times V_a \quad \text{d'où} \quad V_a = \frac{m}{M \times C_a} = \frac{0,5}{83 \times 0,1} = \mathbf{6 \cdot 10^{-2} L}$$

e) Quel est alors le volume de gaz dégagé si le volume molaire dans les conditions de l'expérience est $V_m=24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$?

$$PV = nRT \quad \text{d'où} \quad V = \frac{nRT}{P} = n \times V_m = \frac{m}{M} \times V_m = \frac{0,5}{83} \times 24 = \mathbf{0,145 L}$$