

5 p 22

Couple acide base AH/A^-
 $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$

1) MnO_4^- / Mn^{2+} et 2) \Rightarrow il n'y a pas échange de proton H^+ donc pas couple acide/base car pas d'atome H.

$NH_4^+ / NH_3 \Rightarrow$ il peut y avoir échange de H^+



$SO_4^{2-} / HSO_3^- \Rightarrow$ il pourrait y avoir échange de H^+ mais le nombre d'oxygène n'est pas équilibré donc pas couple acide/base et le H n'est pas sur l'acide.

$O_2 / H_2O_2 \Rightarrow$ il ne peut pas y avoir d'échange de proton H^+ car il n'y a pas de charge.

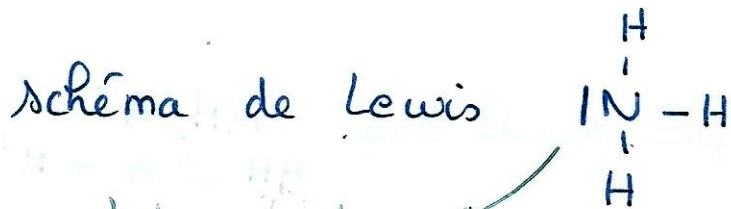
$HCO_2H / HCO_2^- \Rightarrow$ il peut y avoir d'échange



3) a) Espèce amphotère ^{espèce} qui peut être la base d'un couple et l'acide d'un autre couple

b) H_2SO_4 / HSO_4^- HSO_4^- / SO_4^{2-}

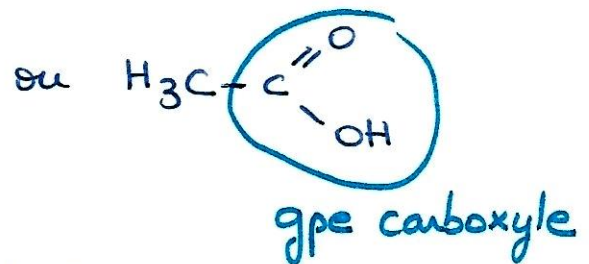
4) ammoniac NH_3



c'est une base car a un doublet non liant qui permet de se lier à un ion hydrogène H^+

6 p 22

1) acide éthanique $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$



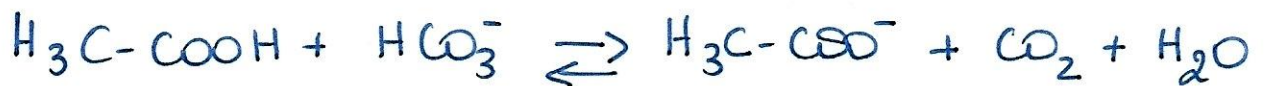
2) $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$ est un acide il faut trouver la base correspondante. On enlève le H du groupe carboxyle et on met une charge \ominus car c'est le proton qui est échangé :



l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- sera la base car on le mélange à l'acide éthanique (vinaigre) c'est un des couples que vous devez connaître par cœur : $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$

3) On écrit d'abord les demi-équations en écrivant les réactifs à gauche, puis l'équation finale:

TR1
Ch1
②



4) L'effervescence observée est due au gaz CO_2 qui se forme lors de la réaction.

7 p22

1) L'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ se transforme en $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$

un couple acide/base s'écrit AH/A^-

ici l'espèce qui va donner un proton H^+ c'est $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$ c'est donc l'acide et

$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ est donc la base.

2) couples mis en jeu: $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

et $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

3) Ce sera la réaction inverse avec une double flèche



9 p 23

1) $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-5,0} = \underline{1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

2) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,6 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{1,6 \cdot 10^{-6}}{1}\right)$$

pH = 5,8 Cette eau n'est pas issue d'une pluie acide car le pH est compris entre 5,5 et 8,0.

12 p 23

1) des deux couples acide/base mis en jeu sont :

$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^- \Rightarrow$ couple à connaître
par cœur

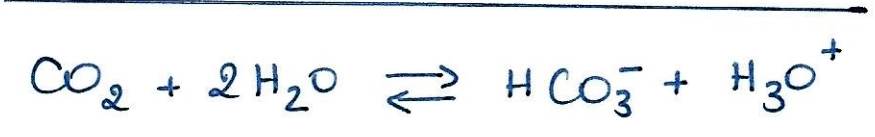


réactif = acide

donc H_2O qui est le deuxième réactif

sera la base du 2^e couple

donc $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$



2) Depuis l'ère industrielle il y a de plus en plus de dioxyde de carbone CO_2 qui est produit par les humains. D'après l'équation précédente plus il y a de CO_2 qui réagit plus il y a d'ions H_3O^+ formés. Des ions H_3O^+ sont responsable de l'acidité et font donc baisser le pH.

3) Avant l'ère industrielle $\text{pH} = 8,15$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8,15}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Aujourd'hui $\text{pH} = 8,05$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,05}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,9 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Il y a eu une augmentation de :
 $8,9 \cdot 10^{-9} - 7,1 \cdot 10^{-9} = 1,8 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

et 30% de $7,1 \cdot 10^{-9} = \frac{30 \times 7,1 \cdot 10^{-9}}{100} = 2,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

La diminution de pH depuis le début de l'ère industrielle correspond environ à une augmentation de 30% de $[\text{H}_3\text{O}^+]$

4) Les coraux sont formés essentiellement de CaCO_3 qui réagit avec H_3O^+ et donc disparaît. Plus le pH diminue, plus il y a d'ions H_3O^+ et plus le CaCO_3 réagit et disparaît, donc moins il y a de coraux.

14 p 24

- 1) verrerie:
- bēcher (pour y verser la solution mère)
 - pipette jaugée (pour prélever la solution mère)
 - fiole jaugée + bouchon

consignes de sécurité: au vu des pictogrammes il faut des gants car la solution est corrosive et il ne faudra pas jeter la solution dans l'évier.

2) a) Couples: $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$
 $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$

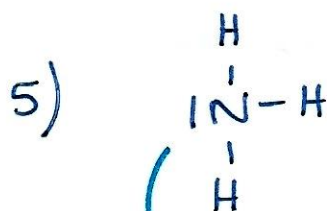


b) voir a)

3) $\text{pH} = 10,5 > 7$ donc solution basique

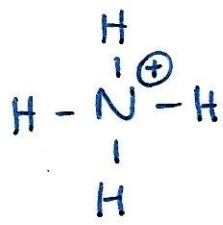
4) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,5} = 3,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$

↓
remarque: la concentration est très faible en ions H_3O^+ ce qui est logique car la solution est basique donc il y aura très peu d'ions H_3O^+ responsables de l'acidité.



↳ le doublet non liant va permettre la liaison avec un atome d'hydrogène
⇒ capable de capter un proton H^+
donc c'est une base.

6)



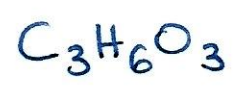
6

Une espèce amphotère est une espèce qui peut être une base d'un couple et un acide d'un autre couple.

NH_4^{\oplus} est bien acide car il peut donner un proton H^+ , par contre il

n'a plus de doublet liant donc ne pourra pas capter de proton H^+ donc ne peut pas être base d'un couple. NH_4^+ n'est donc pas une espèce amphotère.

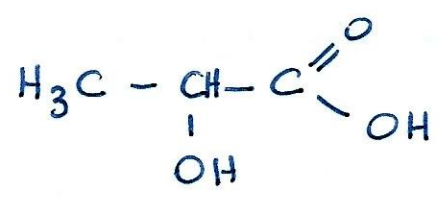
15 p 24



$m = 54,1 \text{ g}$ d'acide lactique pour $1,0 \text{ L}$ de solution

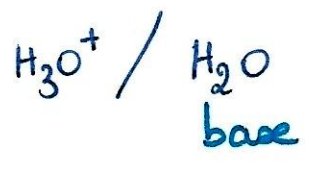
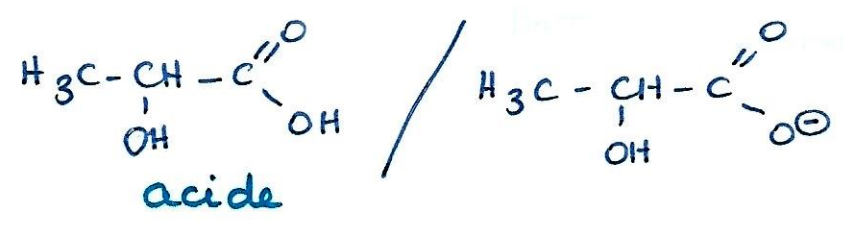
$\text{pH} = 1,9$

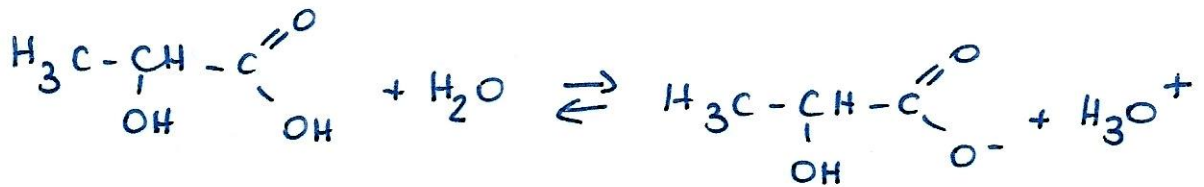
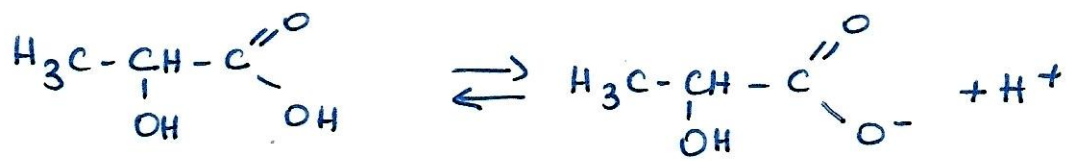
1)



2)

couples:





3)

	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
Etat initial $x=0$	$6,01 \cdot 10^{-1}$	solvant	0	0
Etat final théorique x_{\max}	$6,01 \times 10^{-1} - x_{\max}$ $= 0$ $x_{\max} = 6,01 \cdot 10^{-1}$ mol	solvant	$x_{\max} =$ $6,01 \cdot 10^{-1}$ mol	$x_{\max} =$ $6,01 \cdot 10^{-1}$ mol

* calculons la quantité de matière de $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\underset{|}{\text{CH}}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ initiale :

$$M = \frac{m}{n}$$

g/mol g mol

$$m = \frac{m}{M} = \frac{54,1}{90,0} = \underline{6,01 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$$

on l'écrit dans le tableau d'avancement

* comme l'eau est le solvant si la réaction est totale alors tout l'acide est consommé et

$$6,01 \times 10^{-1} - x_{\max} = 0 \text{ d'où } x_{\max} = \underline{6,01 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$$

5) Pour savoir si la réaction est totale ou non (7)
il faut comparer x_{max} et x_f

x_{max} correspond à la quantité de matière maximale
d'ions H_3O^+

x_f va correspondre à la quantité de matière
expérimentale d'ions H_3O^+ que l'on va calculer
avec le pH.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{expérimental}} = C^0 \times 10^{-\text{pH}} = 1,0 \times 10^{-1,9} \\ = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{expérimental}} = C^0 \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{expérimental}} \times V$$

$$x_f = 1,0 \times 1,3 \times 10^{-2} \times 1,0 = \underline{1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

$x_f < x_{\text{max}}$ donc la réaction n'est pas totale.