Chap 7 Mesure et calcul du pH de solutions aqueuses

1 a) pH neutre = 7

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1.10^{-7}\ M = [OH^-]$ ≠ 0 donc FAUX

b) pH = 3 : solution acide

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1.10^{-3}\ M$ $\quad [H_3O^+] > [OH^-]$

$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1.10^{-14}}{1.10^{-3}} = 1.10^{-11}\ M$

c) acide nitrique HNO_3 : acide fort

ionisation totale : maximum de H_3O^+

acide nitreux HNO_2 : acide faible

ionisation partielle : conc. en H_3O^+ < que max

$[H_3O^+] > [H_3O^+]_{HNO_2}$

$pH^{HNO_3} < pH$ donc vrai

d) pH d'une solution identique dans tout le volume

donc Faux

e) HCOOH en solution acide faible

s'ionise très peu donc la concentration

de $HCOO^-$ est bcp + faible que celle de HCOOH

on n'est pas en mélange tampon. donc Faux

2

$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$	$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$	pH	solution
$\underbrace{10^{-7}}$	$1.10^{-7}\ M$	$-\log 10^{-7} = 7$	neutre
$\frac{1.10^{-14}}{0,25} = 4.10^{-14}$	$\underbrace{0,25\ M}$	$-\log 4.10^{-14} = 13,4$	basique
$10^{-pH} = 1.10^{-5}\ M$	$\frac{1.10^{-14}}{1.10^{-5}} = 1.10^{-9}\ M$	$\underbrace{5}$	acide
$\underbrace{10^{-3}}$	$\frac{1.10^{-14}}{1.10^{-3}} = 1.10^{-11}\ M$	$-\log 10^{-3} = 3$	acide
$10^{-pH} = 10^{-2,4} = 4.10^{-3}\ M$	$\frac{1.10^{-14}}{4.10^{-3}} = 2,5.10^{-11}\ M$	$\underbrace{2,4}$	acide
$\underbrace{1}$	$\frac{1.10^{-14}}{1} = 1.10^{-14}\ M$	$-\log 1 = 0$	acide
$10^{-pH} = 1.10^{-14}\ M$	$\frac{1.10^{-14}}{1.10^{-14}} = 1$	$\underbrace{14}$	basique
$10^{-pH} = 10^{-10,4} = 3,98.10^{-11}\ M$	$\frac{1.10^{-14}}{3,98.10^{-11}} = 2,5.10^{-4}\ M$	$\underbrace{10,4}$	basique

3) pH = 2 $\xrightarrow{+2}$ pH = 4

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1.10^{-2} M$ $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1.10^{-4} M$

$\xrightarrow{/100}$

inversement proportionnel en logarithme

4) —

5) A pH = 6

B $[H_3O^+] = 10^{-8} M$ $pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1.10^{-8} = 8$

C $[OH^-] = 10^{-13} M$ $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.10^{-14}}{1.10^{-13}} = 0,1 M$ $pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1.10^{-13} = 13$

D pH = 9

le - acide pH le + haut le + acide pH le + bas

C < D < B < A

6) méthylorange $pK_a = 3,3$ acide rouge 2,9 - 4,0 base jaune infos p88

forme acide rouge — 3,3 — forme basique jaune

2,9 4,0

c) rouge A) orange d) jaune b) jaune

c) $[H_3O^+] = 1,5.10^{-2} M$ $pH = -\log[H_3O^+] = 1,8$

d) $[OH^-] = 7.10^{-7} M$ $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.10^{-14}}{7.10^{-7}} = 1,43.10^{-8} M$

$pH = -\log[H_3O^+] = 7,84$

7) a) bleu de thymol

rouge [1,2 2,8] jaune [8,0 9,6] bleu

$2,8 < pH < 8,0$

b) bleu de bromothymol

jaune [6,0 - 7,6] bleu

$pH < 6,0$

c) méthylorange

rouge [3,2 - 4,4] orange

$pH > 4,4$

8

acide fort / base fort / eau / sel

$HNO_3 + KOH \longrightarrow H_2O + KNO_3$

$C = 1M$; $C = 1M$; neutralisation ; solution neutre ; réaction complète sans excès ni d'acide ni de base

$V_S = 1L$; $V_S = 1L$

$n = 1$ mol ; $n = 1$ mol

-1.1 ; -1.1 ; $+1.1$; $+1.1$

0 ; 0 ; 1 ; 1

acide fort: $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$ (acide fort ; base de force nulle)

Base chargée $KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$ (ni acide ni base ; base fort)

$H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O$

une molécule d'eau sert juste de support

$HNO_3 + KOH \rightleftharpoons H_2O + KNO_3$

rouge BBT ; rose φφ ; neutre

φφ incolore pH < 8,2

BBT 6,0 [vert] 7,6 — jaune ; zone de virage couleur intermédiaire [VERT] ; bleu

9

a) HNO_3 acide fort $pH = -\log C_A$

$C_A = 0,02M$ $= -\log 0,02 = 1,7$

b) $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ (base forte)

$m = 0,04g$

$M = 40\ g/mol$

$n = 0,001$ mol

$-1 \cdot 0,001$; $+1 \cdot 0,001$

0 ; $n = 0,001$

$V_S = 0,1L$

$C = 0,01M$

$pH = 14 + \log C_B$
$= 14 + \log 0,01$
$= 12$

c) HNO_2 acide faible $pH = \frac{1}{2}(pK_A - \log C_A)$

$C_A = 0,1M$

$pK_a = 3,3$

$= \frac{1}{2}(3,3 - \log 0,1)$
$= 2,15$

d) $Na_2SO_3 \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + SO_3^{--}$ base faible $pK_a = 7,2$

$m = 25,2g$

$M = 126\ g/mol$

$n = 0,2$ mol

$-1 \cdot 0,2$; $+1 \cdot 0,2$

0 ; $n = 0,2$ mol

$V_S = 1L$

$C = 0,2M$

$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log C_B$
$= 7 + \frac{1}{2} \cdot 7,2 + \frac{1}{2} \cdot \log 0,2$
$= 7 + 3,6 - 0,35$
$= 10,25$