ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA C/PE DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q2.1 – n.º 2

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 2: Reações em sistemas aquosos / 2.1: Reações ácido-base
2.1.3. Aplicação das constantes de equilíbrio à ionização de ácidos e de bases

Dados: Consulte as massas atómicas relativas necessárias na Tabela Periódica.
V_m(PTN) = 22,4 dm^3 mol^{-1} | N_A = 6,022 x 10^{23} mol^{-1} | K_W(25 ºC) = 1,0 x 10^{-14}

Ácidos fortes (α = 100%)			Bases fortes (α = 100%)	
HCl	**HNO_3**	**H_2SO_4** (1.ª ionização)	LiOH	
HBr	$HClO_3$	$HClO_4$	**NaOH**	
HI			**KOH**	**$Ca(OH)_2$**
			RbOH	$Sr(OH)_2$
			CsOH	$Ba(OH)_2$

1. Calcule o pH das seguintes soluções cuja concentração de H_3O^+ presente é de:
1.1. [H_3O^+] = 1,0 x 10^{-4} mol dm^{-3}
1.2. [H_3O^+] = 1,0 x 10^{-8} mol dm^{-3}
1.3. [H_3O^+] = 5,0 x 10^{-6} mol dm^{-3}
Indique se são ácidas, neutras ou básicas a 25 ºC.

1.1. pH = - log [H_3O^+] = - log (1,0 x 10^{-4}) = 4, solução ácida.
1.2. pH = - log [H_3O^+] = - log (1,0 x 10^{-8}) = 8, solução básica.
1.3. pH = - log [H_3O^+] = - log (5,0 x 10^{-6}) = 5,3, solução ácida.

2. Calcule o pOH das seguintes soluções cuja concentração de OH^- presente é de:
2.1. [OH^-] = 1,0 x 10^{-3} mol dm^{-3}
2.2. [OH^-] = 1,0 x 10^{-9} mol dm^{-3}
2.3. [OH^-] = 7,5 x 10^{-5} mol dm^{-3}

2.1. pOH = - log [OH^-] = - log (1,0 x 10^{-3}) = 3
2.2. pOH = - log [OH^-] = - log (1,0 x 10^{-9}) = 9
2.3. pOH = - log [OH^-] = - log (7,5 x 10^{-5}) = 4,1

3. Calcule o pH das seguintes soluções cuja concentração de OH^- presente é de:
3.1. [OH^-] = 2,0 x 10^{-5} mol dm^{-3}
3.2. [OH^-] = 3,0 x 10^{-8} mol dm^{-3}
3.3. [OH^-] = 7,5 x 10^{-2} mol dm^{-3}
Indique se são ácidas, neutras ou básicas a 25 ºC. **K_W(25 ºC) = 1,0 x 10^{-14}**

Para calcular o pH precisamos de saber $[H_3O^+]$ e por isso vamos usar o Kw a 25 ºC.

3.1. $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] \Leftrightarrow [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,0 \times 10^{-5}} = 5 \times 10^{-10} \Rightarrow pH = -\log(5 \times 10^{-10}) = 9,3$

3.2. $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] \Leftrightarrow [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,0 \times 10^{-8}} = 3,3 \times 10^{-7} \Rightarrow pH = -\log(3,3 \times 10^{-7}) = 6,5$

3.2. $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] \Leftrightarrow [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{7,5 \times 10^{-2}} = 1,3 \times 10^{-13} \Rightarrow pH = -\log(1,3 \times 10^{-13}) = 12,9$

4. Num laboratório analisaram-se quatro soluções aquosas que constam da tabela seguinte. Considere que as análises foram realizadas a 20 ºC, pelo que $K_w = 6,8 \times 10^{-15}$.

Amostra	pH	[H_3O^+] / mol dm^{-3}	[OH^-] / mol dm^{-3}	pOH
I	4,20	$6,31 \times 10^{-5}$	$1,08 \times 10^{-10}$	9,97
II	8,57	$2,71 \times 10^{-9}$	$2,51 \times 10^{-6}$	5,60
III	$6,20$	$6,31 \times 10^{-7}$	$1,08 \times 10^{-8}$	7,97
IV	8,47	$3,40 \times 10^{-9}$	$2,00 \times 10^{-6}$	5,70

4.1. Complete a tabela.

Exemplo para a amostra I

1. Calcular $[H_3O^+]$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-4,20} = 6,31 \times 10^{-5}\ mol\ dm^{-3}$

2. Calcular $[OH^-]$

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = K_w \Leftrightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} \Leftrightarrow [OH^-] = \frac{6,8 \times 10^{-15}}{6,31 \times 10^{-5}} \Leftrightarrow [OH^-] = 1,08 \times 10^{-10}\ mol\ dm^{-3}$$

3. Calcular o pOH (duas formas)

$pK_w = -\log(6,8 \times 10^{-15}) = 14,17$ $pH + pOH = pK_w \Leftrightarrow 4,20 + pOH = 14,17$ $pOH = 14,17 - 4,20 = 9,97$	$pOH = -\log[OH^-]$ $pOH = -\log(1,08 \times 10^{-10}) = 9,97$

4.2. Ordene as amostras por ordem crescente de acidez.

Lembrar que menor acidez significa maior pH. Respondemos da menor acidez (maior pH) para maior acidez (menor pH).

Ordem: II < IV < III < I

5. Determine o pH e pOH de uma solução aquosa pura (isto é, neutra), a 25 ºC.

Numa solução neutra a $[H_3O^+] = [OH^-]$ (logo pH = pOH) SEMPRE se for solução neutra ou água pura.

Como a 25 ºC, $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ e $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$

$K_w = [H_3O^+]_e \times [OH^-]_e = [H_3O^+]_e \times [H_3O^+]_e \Leftrightarrow K_w = [H_3O^+]_e^2$

$[H_3O^+] = \sqrt{K_W} = \sqrt{1,0 \times 10^{-14}} = 1,0 \times 10^{-7} mol\ dm^{-3}$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1,0 \times 10^{-7}) = 7$

$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1,0 \times 10^{-7}) = 7$

6. Calcule o pH, a 25º C, de uma solução aquosa de ácido clorídrico, HCl, de concentração $1,0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}. **NOTA: O HCl é um ácido forte a sua ionização é a 100%.**

$HC\ell\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightarrow C\ell^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$

Como o $HC\ell$ é um ácido forte (α = 100%) a $[HC\ell]$ no início é $1,0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3} e no final todo o $HC\ell$ ionizou-se em H_3O^+, logo $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}.

$[H_3O^+] = [HC\ell] = 1,0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1,0 \times 10^{-2}) \Leftrightarrow pH = 2,0.$

7. Uma solução de ácido clorídrico, HCl, tem pH igual a 1,5. Determine a concentração desta solução.

$HC\ell\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightarrow C\ell^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$

Como o $HC\ell$ é um ácido forte, ioniza-se a 100%, a $[H_3O^+]$ da solução é igual à $[HC\ell]$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,5} = 3,2 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}

Logo, $[HCl] = 3,2 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}

8. Calcule o pH, a 25º C, de uma solução aquosa $1,0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3} em hidróxido de sódio, NaOH. **NOTA: O NaOH é uma base forte a sua dissociação é a 100%.**

$NaOH\ (aq) \rightarrow Na^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$

O hidróxido de sódio é uma base forte dissocia-se a 100 % (α = 100 %)

Assim a $[NaOH] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}.

Podemos fazer de duas formas:

(usando o K_w)	(ou usando o pK_w)
$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$ $1,0 \times 10^{-14} = [H_3O^+] \times [OH^-]$ (a 25 ºC) $\Leftrightarrow 1,0 \times 10^{-14} = [H_3O^+] \times 1,0 \times 10^{-2}$ $\Leftrightarrow [H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-12}$ $pH = - \log [H_3O^+] = - \log (1,0 \times 10^{-12})$ $\Leftrightarrow pH = 12,0.$	$pK_w = pH + pOH$ $14 = pH + pOH$ (a 25 ºC) $pOH = - \log [OH^-] = - \log (1,0 \times 10^{-2})$ $\Leftrightarrow pOH = 2,0.$ $14 = pH + pOH$ (a 25 ºC) $\Leftrightarrow 14 = pH + 2,0$ $\Leftrightarrow pH = 12,0$

9. O pH de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, é 11,5, a 25 ºC. Determine a concentração desta solução.

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,5} = 3,2 \times 10^{-12}$ mol dm^{-3}

$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$

$\Leftrightarrow 1,012 \times 10^{-14} = 3,2 \times 10^{-12} \times [OH^-]$

$\Leftrightarrow [OH^-] = 3,2 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3}

$NaOH\ (aq) \rightarrow Na^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$

O hidróxido de sódio é uma base forte dissocia-se a 100 % (α = 100 %)

Assim a $[OH^-] = [NaOH] = 3,2 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3}

10. Calcule o pH de uma solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH, sabendo que no equilíbrio a concentração do ião acetato é $4,2 \times 10^{-4}$ mol dm^{-3}.

Na solução de ácido acético estabelece-se o seguinte equilíbrio:

$CH_3COOH\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons CH_3COO^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$

Quando se forma x de ião acetato também se forma x de H_3O+

$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = 4,2 \times 10^{-4}$ mol dm^{-3}

$pH = - \log [H_3O^+] = - \log (4,2 \times 10^{-4}) = 3,4$

11. O pH de uma solução aquosa de ácido hipocloroso, HClO, é 4,3. Determine a concentração das espécies presentes no equilíbrio, a 25 ºC, sabendo que K_a é $4,0 \times 10^{-8}$.

	$HC\ell O\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons C\ell O^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$			
c_i / mol dm^{-3}	$c_{HC\ell O}$	–	0	≈ 0
c_{eq} / mol dm^{-3}	$[HC\ell O]_e$	–	x	x

$pH = -\log [H_3O^+] \rightarrow 4,3 = -\log [H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-4,3} \Leftrightarrow [H_3O^+] = 5,0 \times 10^{-5}$ mol dm^{-3}

$[C\ell O^-]_e = [H_3O^+]_e \Leftrightarrow [C\ell O^-]_e = 5,0 \times 10^{-5}$ mol dm^{-3}

$$K_a = \frac{[C\ell O^-]_e\,[H_3O^+]_e}{[HC\ell O]_e} \rightarrow 4,0 \times 10^{-8} = \frac{(5,0 \times 10^{-5})^2}{[HC\ell O]_e} \Leftrightarrow [HC\ell O]_e = 6,25 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

Resposta: No equilíbrio, a concentração de $HC\ell O$ é $6,25 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3} e as de $C\ell O^-$ e H_3O^+ são $5,0 \times 10^{-5}$ mol dm^{-3}.

12. Calcule o pH de uma solução de ácido fluorídrico, HF, de concentração 0,50 mol dm^{-3}, sabendo que K_a, a 25 ºC, é $6,3 \times 10^{-4}$.

Nesta solução estabelece-se o seguinte equilíbrio de ionização:

	$HF\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons F^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$			
c_i/mol dm^{-3}	0,50	----	0	≈ 0
c_e/mol dm^{-3}	0,50 - x	----	x	x

Pela estequiometria temos que $[F^-] = [H_3O^+] = x$ e $[HF]_e = 0,50 - x$

- MÉTODO 1 (pela fórmula resolvente, não é necessária justificação):

$$K_a = \frac{[F^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[HF]_e} <=> 6{,}3 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0{,}50 - x}$$

$$\Leftrightarrow 6{,}3 \times 10^{-4}(0{,}50 - x) = x^2$$

$$\Leftrightarrow 3{,}15 \times 10^{-4} - 6{,}3 \times 10^{-4}x - x^2 = 0$$

Usando a calculadora resolvemos a expressão:

x_1= 0,0174 mol dm^{-3}

x_2 = -0,0181 mol dm^{-3} (impossível)

$[H_3O^+]$ = 0,0174 mol dm^{-3}

pH = - log $[H_3O^+]$ = - log (0,0174)

⇔ pH = 1,76

- MÉTODO 2 (com aproximação e justificação):

Como se trata de um ácido fraco (Ka << 1) e a concentração inicial é aproximadamente 10^3× maior do que o Ka, significando que o x será muito menor do que a concentração inicial (x << 0,50), podemos **fazer uma aproximação**, mas devemos sempre verificar se x obtido é realmente menor do que 5% da concentração inicial.

Com a aproximação fica $[HF]_e$ = 0,50 - x ≈ 0,50

$$K_a = \frac{[F^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[HF]_e} <=> 6{,}3 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0{,}50} \Leftrightarrow x = \sqrt{6{,}3 \times 10^{-4} \times 0{,}50} = 0{,}0177\ mol\ dm^{-3}$$

$[H_3O^+]$ = 0,0177 mol dm^{-3}

pH = - log $[H_3O^+]$ = - log (0,0177)

⇔ pH = 1,75

Verificação da aproximação:

$\frac{x}{c_i} \times 100 = \frac{0{,}018}{0{,}50} \times 100 = 3{,}6\%$. Como é inferior a 5% a aproximação é válida

13. Considere duas soluções aquosas ácidas:

(A) Solução aquosa de ácido clorídrico, HCl, de concentração 0,10 mol dm^{-3};

(B) Solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH, de concentração 0,10 mol dm^{-3}, com K_a = 1,8 x 10^{-5}.

13.1. Calcule o pH da solução A.

13.2. Calcule o pH da solução B.

13.1.

Como o HCℓ é um ácido forte a sua ionização é total. $[HC\ell] = [H_3O^+]$

$[H_3O^+] = 0{,}10\ mol\ dm^{-3} => pH = -\log[H_3O^+] \Leftrightarrow pH = -\log 0{,}10 \Leftrightarrow pH = 1{,}0$

13.2.

	$CH_3COOH\ (aq)$	$H_2O\ (\ell)$	$CH_3COO^-\ (aq)$	$H_3O^+\ (aq)$
c_i / mol dm^{-3}	0,10	------	0	≈ 0
c_{eq} / mol dm^{-3}	0,10 - x	------	x	x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[CH_3COOH]_e} <=> 1{,}8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}10 - x}$$

$$\Leftrightarrow 1{,}8 \times 10^{-6} - 1{,}8 \times 10^{-5}x - x^2 = 0$$

Usando a calculadora resolvemos a expressão:

x_1= 1,33×10^{-3} mol dm^{-3}

x_2 = -1,35×10^{-3} mol dm^{-3} (impossível)

$[H_3O^+]$ = 1,33×10^{-3} mol dm^{-3}

pH = - log $[H_3O^+]$ = - log (1,33×10^{-3}) = 2,9

14. Calcule o pH, a 25 ºC, de uma solução aquosa de amoníaco, NH_3, na qual a concentração do ião amónio, NH_4^+, é 4,2 x 10^{-4} mol dm^{-3}.

Na solução estabelece-se o seguinte equilíbrio de ionização:

$$NH_3\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons NH_4^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

$Como\ [OH^-]_e = [NH_4^+] => [OH^-] = 4{,}2 \times 10^{-4}\ mol\ dm^{-3}$
$pOH = -\log[OH^-] = -\log(4{,}2 \times 10^{-4}) = 3{,}4$
$pKw = pH + pOH \Leftrightarrow 14 = pH + 3{,}4 \Leftrightarrow pH = 14 - 3{,}4 = 10{,}6$

15. O pH de uma solução aquosa de amoníaco, NH_3, é 9,7. Determine a concentração das espécies presentes no equilíbrio, a 25 °C, sabendo que K_b é $1{,}8 \times 10^{-5}$.

	$NH_3\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons NH_4^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$			
c_i / mol dm^{-3}	c_{NH_3}	–	0	≈ 0
c_{eq} / mol dm^{-3}	$[NH_3]_e$	–	x	x

(a 25°C)

pH + pOH = 14 → pOH = 14 − 9,7 ⇔ pOH = 4,3

pOH = −log [OH$^-$] → [OH$^-$] = $10^{-4,3}$ ⇔ [OH$^-$] = $5{,}0 \times 10^{-5}$ mol dm^{-3}

$[NH_4^+]_e = [OH^-]_e \Leftrightarrow [NH_4^+]_e = 5{,}0 \times 10^{-5}$ mol dm^{-3}

$K_b = \frac{[NH_4^+]_e\,[OH^-]_e}{[NH_3]_e} \rightarrow 1{,}8 \times 10^{-5} = \frac{(5{,}0 \times 10^{-5})^2}{[NH_3]_e} \Leftrightarrow [NH_3]_e = 1{,}4 \times 10^{-4}$ mol dm^{-3}

Resposta: No equilíbrio, [NH_3] é $1{,}4 \times 10^{-4}$ mol dm^{-3}, e [NH_4^+] e [OH$^-$] são $5{,}0 \times 10^{-5}$ mol dm^{-3}.

16. A trimetilamina, $(CH_3)_3N$, é uma base fraca que tem K_b igual a $6{,}5 \times 10^{-5}$, a 25 °C. Preparou-se uma solução de trimetilamina de concentração 0,25 mol dm^{-3}. Determine a concentração das espécies químicas presentes no equilíbrio.

Nesta solução estabelece-se o seguinte equilíbrio de ionização:

	$(CH_3)_3N\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons (CH_3)_3NH^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$			
c_i/mol dm^{-3}	0,25	----	0	≈ 0
c_e/mol dm^{-3}	0,25 - x	----	x	x

Pela estequiometria temos que $[(CH_3)_3NH^+]_e = [OH^-]_e = x$ e $[(CH_3)_3N]_e = 0{,}25 - x$

$K_a = \frac{[(CH_3)_3NH^+]_e \times [OH^-]_e}{[(CH_3)_3N]_e} = 6{,}5 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}25 - x} \Leftrightarrow$
$\Leftrightarrow 6{,}5 \times 10^{-5}(0{,}25 - x) = x^2$
$\Leftrightarrow 1{,}625 \times 10^{-5} - 6{,}5 \times 10^{-5}x - x^2 = 0$
Usando a calculadora resolvemos a expressão:
$x_1 = 4{,}0 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3}
$x_2 = -4{,}1 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3} (impossível)
$x_1 = [OH^-] = 4{,}0 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3}

R: $[(CH_3)_3NH^+]_e = [OH^-]_e = 4{,}0 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3}
$[(CH_3)_3N]_e = 0{,}25 - 4{,}0 \times 10^{-3} = 0{,}246 \approx 0{,}25$ mol dm^{-3}

17. Selecione a opção correta.
(A) Uma solução aquosa de um ácido forte é necessariamente concentrada.
(B) Numa solução ácida não existem iões OH^-.
(C) Uma solução de pH igual a 7 é sempre neutra.
(D) A constante de acidez é tanto mais baixa quanto mais fraco for o ácido.

R: Opção D.

18. As constantes de acidez dos ácidos HF(aq) e HBrO (aq) são respetivamente iguais a $6{,}3\times10^{-4}$ e $2{,}8\times10^{-9}$, à temperatura de 25 °C.

18.1. Qual dos ácidos acima indicados é o mais forte?

18.2. Indique quais são as suas bases conjugadas.

18.3. Calcule as suas constante de basicidade, K_b, e coloque por ordem crescente das respetivas forças as bases conjugadas desses ácidos.

18.1. O ácido mais forte é HF (aq), uma vez que a sua constante de acidez é superior.

18.2. A base conjugada de HF é F^- e a base conjugada de HBrO é BrO^-.

18.3.

Quanto mais forte for o ácido mais fraca é a respetiva base conjugada.

Calculando os respetivos K_b, tem-se:

$$K_b(F^-) = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow K_b(F^-) = \frac{1{,}0\times10^{-14}}{6{,}3\times10^{-4}} \Leftrightarrow K_b(F^-) = 1{,}6\times10^{-11}$$

$$K_b(BrO^-) = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow K_b(BrO^-) = \frac{1{,}0\times10^{-14}}{2{,}8\times10^{-9}} \Leftrightarrow K_b(BrO^-) = 3{,}6\times10^{-6}$$

Resposta: $K_b(F^-) < K_b(BrO^-)$, ou seja, BrO^- é uma base conjugada mais forte do que F^-.

19. Considere o seguinte equilíbrio ácido-base:

$$CH_3COOH\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+\ (aq)$$

A concentração inicial da solução de ácido acético é $1{,}0\times10^{-1}$ mol dm^{-3}, a uma dada temperatura.

19.1. Determine a concentração de todas as espécies presentes no equilíbrio, sabendo que só 1,3% do ácido se ionizou.

19.2. Calcule a constante de acidez do ácido acético.

19.1.

$c_{CH_3COOH} = 1{,}0\times10^{-1}$ mol dm^{-3}

- Construção da tabela.

	$CH_3COOH\ (aq)$ +	$H_2O\ (\ell)$ ⇌	$H_3O^+\ (aq)$ +	$CH_3COO^-\ (aq)$
c_i / mol dm^{-3}	$1{,}0\times10^{-1}$	–	0	0
Δc / mol dm^{-3}	$-x$	–	$+x$	$+x$
c_{eq} / mol dm^{-3}	$1{,}0\times10^{-1} - x$	–	x	x

- Determinação do valor de x.

Considerando que só 1,3% do ácido se ionizou, tem-se:

$$\frac{1{,}3}{100} = \frac{x}{1{,}0\times10^{-1}} \Leftrightarrow x = 1{,}3\times10^{-3}$$ ou $x = 1{,}3\% \times 1{,}0\times10^{-1} = 0{,}013\times1{,}0\times10^{-1} = 1{,}3\times10^{-3}$ mol/dm^3

$[CH_3COO^-]_e = 1{,}3\times10^{-3}$ mol dm^{-3}; $[H_3O^+]_e = 1{,}3\times10^{-3}$ mol dm^{-3}

$[CH_3COOH]_e = 1{,}0\times10^{-1} - 1{,}3\times10^{-3} = 9{,}9\times10^{-2}$ mol/dm^3

19.2.

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[CH_3COOH]_e} \Leftrightarrow K_a = \frac{0{,}0013}{0{,}10 - 0{,}0013} = 1{,}8\times10^{-5}$$

20. O ácido nitroso, HNO_2 (aq), ioniza-se na presença da água. A reação química é traduzida pela equação:

$$HNO_2\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons NO_2^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$$

20.1. Determine a massa de HNO_2 que é necessária para preparar 0,50 dm^3 de solução 0,20 mol dm^{-3} em HNO_2.

20.2. No equilíbrio, a concentração em iões H_3O^+ é $1{,}0\times10^{-2}$ mol dm^{-3}. Calcule a constante de acidez de HNO_2.

20.3. O ácido nitroso, HNO_2, tem uma constante de acidez superior à do ácido cianídrico, HCN (aq). Com base nesta afirmação complete a seguinte equação química:

$$HNO_2\ (aq) + HCN\ (aq) \rightleftharpoons _____ + _____$$

20.1. $M(H_2O) = 47{,}02\ g\ mol^{-1}$

$n = c \times V = 0{,}20 \times 0{,}50 = 0{,}10\ mol\ HNO_2$

$m = n \times M = 0{,}10 \times 47{,}02 = 4{,}7\ g\ HNO_2$

20.2.

	$HNO_2(aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + NO_2^-\ (aq)$			
$c_i / mol\ dm^{-3}$	0,20	− − −	0	≈ 0
$c_e / mol\ dm^{-3}$	0,20 − x	− − −	x $= 1{,}0 \times 10^{-2}$	x

$[HNO_2]_e = 0{,}20 - 1{,}0 \times 10^{-2} = 0{,}19\ mol\ dm^{-3}; [H_3O^+]_e = [NO_2^-] = 1{,}0 \times 10^{-2}\ mol\ dm^{-3}$

$$K_a = \frac{[NO_2^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[HNO_2]_e} = \frac{(1{,}0 \times 10^{-2})^2}{0{,}19} = 5{,}3 \times 10^{-4}$$

20.3. Como HNO_2 (aq) tem uma constante de acidez superior à de HCN (aq), é um ácido mais forte do que HCN (aq). Por isso comporta-se como ácido relativamente a HCN (a), cedendo-lhe um protão (H^+).

$$HNO_2\ (aq) + HCN\ (aq) \rightleftharpoons NO_2^-(aq) + H_2CN^+(aq)$$

21. Uma solução aquosa de hidróxido de sódio com o volume de 200,0 cm^3 contém, à temperatura de 25 °C, 4,0 g de soluto. Determine o pH desta solução.

Dado: M(NaOH) = 40,00 g mol^{-1}

$n = \frac{m}{M} \rightarrow n = \frac{4{,}0}{40{,}00} \Leftrightarrow n = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol NaOH

$c_{NaOH} = \frac{1{,}0 \times 10^{-1}}{200{,}0 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow c_{NaOH} = 5{,}0 \times 10^{-1}$ mol dm^{-3}

Equação de dissociação de NaOH:

$$NaOH\ (s) \rightarrow Na^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Como NaOH é uma base forte, considera-se a sua dissociação completa, podendo escrever-se:

$c_{NaOH} = [OH^-] \Leftrightarrow [OH^-] = 5{,}0 \times 10^{-1}$ mol dm^{-3}

$pOH = -\log [OH^-] \rightarrow pOH = -\log (5{,}0 \times 10^{-1}) \Leftrightarrow pOH = 0{,}3$

A 25 °C, $pH + pOH = 14 \Leftrightarrow pH = 13{,}7$

22. Preparou-se, a 25 °C, uma solução adicionando 50,0 mL de água desionizada a 150,0 mL de uma solução aquosa de amoníaco, NH_3 (aq), de concentração $2{,}0 \times 10^{-1}$ mol dm^{-3}.

Dados: $K_b(NH_3) = 1{,}8 \times 10^{-5}$; $K_W = 1{,}0 \times 10^{-14}$

22.1. Calcule a concentração de todas as espécies em equilíbrio.

22.2. Determine o pH da solução.

22.1.

- Cálculo da quantidade química de NH_3 presente em 150,0 mL de solução.

$n = c \times V \rightarrow n = 0{,}150 \times 2{,}0 \times 10^{-1} \Leftrightarrow n = 3{,}0 \times 10^{-2}$ mol NH_3

- Cálculo da concentração inicial em NH_3.

$V_t = 0{,}050 + 0{,}150 \Leftrightarrow V_t = 0{,}200\ dm^3$

$c_{NH_3} = \frac{n}{V} \rightarrow c_{NH_3} = \frac{3{,}0 \times 10^{-2}}{0{,}200} \Leftrightarrow c_{NH_3} = 1{,}5 \times 10^{-1}$ mol dm^{-3}

- Construção da tabela.

	NH_3 (aq) + H_2O (ℓ) ⇌ NH_4^+ (aq) + OH^- (aq)			
c_i / mol dm^{-3}	$1{,}5 \times 10^{-1}$	–	0	0
Δc / mol dm^{-3}	$-x$	–	$+x$	$+x$
c_{eq} / mol dm^{-3}	$1{,}5 \times 10^{-1} - x$	–	x	x

$$K_a = \frac{[NH_4^+]_e \times [OH^-]_e}{[NH_3]_e} = 1{,}8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}15 - x} \Leftrightarrow$$
$$\Leftrightarrow 1{,}8 \times 10^{-5}(0{,}15 - x) = x^2$$
$$\Leftrightarrow 2{,}7 \times 10^{-6} - 1{,}8 \times 10^{-5}x - x^2 = 0$$

Usando a calculadora resolvemos a expressão:

$x_1 = 1{,}6 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3}

$x_2 = -1{,}7 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3} (impossível)

$x_1 = [OH^-] = 1{,}6 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3}

R: $[NH_4^+]_e = [OH^-] = 1{,}6 \times 10^{-3}$ mol dm^{-3} ; $[NH_3]_e = 0{,}15 - 1{,}6 \times 10^{-3} \approx 0{,}15$ mol dm^{-3}

22.2.

$pOH = -\log [OH^-] \rightarrow pOH = -\log (1{,}6 \times 10^{-3}) \Leftrightarrow pOH = 2{,}8$

A 25 °C, $pH + pOH = 14 \Leftrightarrow pH = 11{,}2$

Resposta: O pH da solução aquosa de amoníaco é 11,2.

23. Uma solução aquosa de ácido cloroacético, $CH_2C\ell COOH$ (aq) de concentração mássica igual a 7,09 g dm^{-3}, tem pH igual a 2,0. Calcule a constante de acidez, K_a, deste ácido, a 25 °C.
Dado: $M(CH_2C\ell COOH) = 94{,}49$ g mol^{-1}.

- Escrita da equação de ionização do ácido.

$$CH_2C\ell COOH\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons CH_2C\ell COO^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

- Cálculo da concentração inicial do ácido.

$$c = \frac{c_m}{M} \rightarrow c = \frac{7{,}09}{94{,}49} \Leftrightarrow c = 7{,}5 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

- Construção da tabela.

	$CH_2C\ell COOH\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons CH_2C\ell COO^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$			
c_i / mol dm^{-3}	$7{,}5 \times 10^{-2}$	–	0	0
Δc / mol dm^{-3}	$-x$	–	$+x$	$+x$
c_{eq} / mol dm^{-3}	$7{,}5 \times 10^{-2} - x$	–	x	x

- Cálculo da concentração hidrogeniónica, no equilíbrio.

$[H_3O^+]_e = 10^{-pH} \rightarrow [H_3O^+]_e = 10^{-2{,}0} \Leftrightarrow [H_3O^+]_e = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}

Assim, $x = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}

$[CH_2C\ell COOH]_e = 7{,}5 \times 10^{-2} - 1{,}0 \times 10^{-2} = 6{,}5 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}

$[CH_2C\ell COO^-]_e = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}

- Cálculo de K_a.

$$K_a = \frac{[CH_2C\ell COO^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[CH_2C\ell COOH]_e} \rightarrow K_a = \frac{(1{,}0 \times 10^{-2})^2}{6{,}5 \times 10^{-2}} \Leftrightarrow K_a = 1{,}5 \times 10^{-3}$$

Resposta: A constante de acidez do ácido cloroacético é $1{,}5 \times 10^{-3}$.

24. O ácido acético, CH_3COOH (aq), em solução aquosa, ioniza-se conforme indicado na equação química seguinte:

$$CH_3COOH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Dado: $K_a(CH_3COOH) = 1{,}8 \times 10^{-5}$

24.1. O ácido acético é um ácido forte ou fraco?

24.2. Uma solução aquosa de ácido acético tem um pH igual a 4,5. Determine a sua concentração em iões acetato.

24.3. Determine a percentagem de ácido ionizado.

.1 O ácido acético é um ácido fraco porque o valor da sua constante de acidez é baixo.

.2 $[H_3O^+]_e = 10^{-pH} \rightarrow [H_3O^+]_e = 10^{-4,5} \Leftrightarrow [H_3O^+]_e = 3,2 \times 10^{-5}\ mol\ dm^{-3}$

$[CH_3COO^-]_e = [H_3O^+]_e \Leftrightarrow [CH_3COO^-]_e = 3,2 \times 10^{-5}\ mol\ dm^{-3}$

.3 $K_a = \frac{[CH_3COO^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[CH_3COOH]_e} \rightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{(3,2 \times 10^{-5})^2}{[CH_3COOH]_e} \Leftrightarrow$

$\Leftrightarrow [CH_3COOH]_e = 5,7 \times 10^{-5}\ mol\ dm^{-3}$

$c_{CH_3COOH} = 5,7 \times 10^{-5} + 3,2 \times 10^{-5} = 8,9 \times 10^{-5}\ mol\ dm^{-3}$

$\%(\text{ácido que se ioniza}) = \frac{3,2 \times 10^{-5}}{8,9 \times 10^{-5}} \times 100 = 36\%$