ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA C/PE DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q2.1 – n.º 3

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 2: Reações em sistemas aquosos / 2.1: Reações ácido-base
2.1.4. Soluções aquosas de sais
2.1.5. Neutralização de ácidos e de bases
2.1.6. Aspetos ambientais das reações ácido-base

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}

1. Considere os seguintes iões

I. SO_4^{2-} **II.** NH_4^+ **III.** Ca^{2+} **IV.** $C\ell^-$ **V.** $CH_3NH_3^+$

1.1. Identifique os iões que transformam a água numa solução ácida.

1.2. Identifique os iões que transforma a água numa solução básica.

1.3. Escreva as equações de hidrólise correspondentes aos iões referidos na alínea .1 e .2.

1.1. II e V 1.2. I

1.3. I. $SO_4^{2-}\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons HSO_4^-\ (aq) + OH^-\ (aq)$
II. $NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons NH_3\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$
III. O Ca^{2+} é um ácido muito fraco conjugado de uma base forte. Não reage com a água.
IV. O ião Cl^- é uma base muito fraca conjugada de um ácido forte, HCl. Não reage com a água.
V. $CH_3NH_3^+\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons CH_3NH_2\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$

2. Preveja o caracter químico das soluções aquosas resultantes da dissolução dos sais seguintes:

2.1. Nitrato de sódio, $NaNO_3$;

2.2. Cloreto de amónio, $NH_4C\ell$;

2.3. Acetato de sódio, $NaCH_3COO$.

2.1. $NaNO_3\ (aq) \rightarrow Na^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq)$
O ião Na^+ não reage com a água, pois não aceita nem cede iões H^+.
O ião NO_3^- é a base fraca conjugada de um ácido forte – o ácido nítrico, HNO_3 –, e também não reage com a água.
Resposta: $[H_3O^+] = [OH^-]$, e a solução resultante é neutra.

2.2. $NH_4Cl\ (aq) \rightarrow NH_4^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$
O ião Cl^- não aceita nem cede iões H^+, ou seja, não reage com a água.
O ião NH_4^+ é o ácido conjugado de uma base fraca – o amoníaco, NH_3 –, e reage de acordo com a equação química seguinte:
$NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons NH_3\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$
Resposta: Como esta reação conduz à formação de iões H_3O^+, então $[H_3O^+] > [OH^-]$, e a solução resultante é ácida.

2.3. $NaCH_3COO\ (aq) \rightarrow CH_3COO^-\ (aq) + Na^+\ (aq)$
O ião Na^+ não aceita nem cede iões H^+, ou seja, não reage com a água.
O ião CH_3COO^- é a base conjugada de um ácido fraco – o ácido acético, CH_3COOH –, e reage de acordo com a equação química seguinte:
$CH_3COO^-\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons CH_3COOH\ (aq) + OH^-\ (aq)$
Resposta: Como esta reação conduz à formação de iões OH^-, então $[H_3O^+] < [OH^-]$, e a solução resultante é básica.

3. Considere uma solução aquosa de nitrito de amónio, NH_4NO_2. Indique o caracter químico desta solução, a 25 ºC.
Dados: $K_a(HNO_2) = 5{,}6 \times 10^{-4}$; $K_b(NH_3) = 1{,}8 \times 10^{-5}$; $K_W = 1{,}0 \times 10^{-14}$.
$NH_4NO_2\ (aq) \rightarrow NH_4^+\ (aq) + NO_2^-\ (aq)$

Os iões resultantes, NH_4^+ e NO_2^-, são espécies conjugadas de uma base fraca, NH_3, e de um ácido fraco, HNO_2, respetivamente. Assim, reagem de acordo com as equações químicas que se seguem.
$NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons NH_3\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$

$$K_W = K_a(NH_4^+) \times K_b(NH_3) \Leftrightarrow K_a(NH_4^+) = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{1{,}8 \times 10^{-5}} = 5{,}6 \times 10^{-10}$$

$NO_2^-\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons HNO_2\ (aq) + OH^-\ (aq)$

$$K_W = K_a(HNO_2) \times K_b(NO_2^-) \Leftrightarrow K_b(NO_2^-) = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{5{,}6 \times 10^{-4}} = 1{,}8 \times 10^{-11}$$

Resposta: Como $K_a(NH_4^+) > K_b(NO_2^-)$, a solução de nitrito de amónio apresenta caráter químico ácido.

4. Indique qual o caráter ácido-base de uma solução aquosa de hipoclorito de sódio, NaCℓO, com base nas equações químicas dos iões resultantes da dissociação do sal respetivo, com a água.
Dados: $K_b(C\ell O^-) = 2{,}5 \times 10^{-7}$;
$NaC\ell O\ (aq) \rightarrow Na^+\ (aq) + C\ell O^-\ (aq)$
O ião Na^+ hidratado é o ácido conjugado de uma base muito forte, NaOH, pelo que praticamente não reage com a água.
O ião $C\ell O^-$ é uma base fraca; é conjugada de um ácido fraco e tem uma constante de basicidade, K_b, baixa. Vai reagir com a água, de acordo com a equação:
$C\ell O^-\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons HC\ell O\ (aq) + OH^-\ (aq)$
A concentração de OH^- vai aumentar; a solução é básica ou alcalina.

5. Considere uma solução aquosa de cianeto de potássio, KCN, de concentração igual a $5{,}0 \times 10^{-4}$ mol dm^{-3}, a 25 ºC. Sabe-se que só 2,0% do sal reage com a água.
5.1. Escreva a equação de hidrólise do sal cianeto de potássio.
5.2. Indique se a solução aquosa de cianeto de potássio é ácida, básica ou neutra.
5.3. Determine o pH da solução de cianeto de potássio.

5.1. Dissociação do sal: $KCN\ (aq) \rightarrow K^+\ (aq) + CN^-\ (aq)$

5.2. O ião K^+ hidratado é o ácido conjugado de uma base muito forte, KOH. Por isso praticamente não reage com a água.
O ião CN^- é uma base fraca conjugada de um ácido fraco. Tem capacidade de aceitar protões da água, de acordo com a equação:
$CN^-\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons HCN\ (aq) + OH^-\ (aq)$
Resposta: A solução é básica ou alcalina porque a concentração em iões OH^- aumenta.

5.3. De acordo com a equação de dissociação do sal:
$[KCN] = [CN^-] = 5{,}0 \times 10^{-4}\ mol \cdot dm^{-3}$
Equilíbrio da reação:
$CN^-\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons HCN\ (aq) + OH^-\ (aq)$

	$CN^-\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons$		$HCN\ (aq)$ +	$OH^-\ (aq)$
c_i (mol·dm^{-3})	$5{,}0 \times 10^{-4}$	—	0	0
Δc (mol·dm^{-3})	$-x$	—	$+x$	$+x$
c_{eq} (mol·dm^{-3})	$5{,}0 \times 10^{-4} - x$	—	x	x

Cálculo de x:
x corresponde à percentagem de CN^- que reage com a água, 2,0% ou 0,02:
$x = 5{,}0 \times 10^{-4} \times 0{,}02 = 1{,}0 \times 10^{-5}\ mol \cdot dm^{-3}$
No equilíbrio dá:
$[CN^-]_e = 4{,}9 \times 10^{-4}\ mol \cdot dm^{-3}$; $[HCN]_e = 1{,}0 \times 10^{-5}\ mol \cdot dm^{-3}$; $[OH^-]_e = 1{,}0 \times 10^{-5}\ mol \cdot dm^{-3}$
⇨ $pOH = -\log [OH^-] = -\log (1{,}0 \times 10^{-5}) = 5{,}0$
⇨ A 25 ºC: $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - 5 = 9{,}0$

6. A 25 ºC, uma solução aquosa de cloreto de amónio, $NH_4C\ell$, tem pH igual a 4,15.
Dado: $K_a(NH_4^+) = 5{,}6 \times 10^{-10}$

6.1. Calcule a concentração da solução de cloreto de amónio.

6.2. Considerando que o sal se dissolve completamente, determine a concentração dos iões OH^-, a esta temperatura.

6.1.

Dissociação do sal: $NH_4Cl\ (aq) \rightarrow NH_4^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$

O ião Cl^- não reage com a água porque é a base conjugada de um ácido muito forte, HCl.

O ião NH_4^+, por ser o ácido conjugado de uma base fraca, reage com a água.

	$NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons NH_3\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$			
c_i (mol·dm^{-3})	c_a	—	0	0
Δc (mol·dm^{-3})	$-x$	—	$+x$	$+x$
c_{eq} (mol·dm^{-3})	$c_a - x$	—	x	x

$[H_3O^+]_e = 10^{-pH} = 10^{-4{,}15} \Rightarrow [H_3O^+]_e = 7{,}08 \times 10^{-5}$ mol·dm^{-3}

$[H_3O^+]_e = [NH_3]_e = 7{,}08 \times 10^{-5}$ mol·dm^{-3}

Assim, $x = 7{,}08 \times 10^{-5}$ mol·dm^{-3}

$$[NH_4^+]_e = [NH_4^+]_{inicial} - 7{,}08 \times 10^{-5} \Leftrightarrow [NH_4^+]_{inicial} = [NH_4^+]_e + 7{,}08 \times 10^{-5}$$

Aplicando a expressão da constante de ionização:

$$K_a = \frac{[NH_3]_e \times [H_3O^+]_e}{[NH_4^+]_e} \Leftrightarrow 5{,}6 \times 10^{-10} = \frac{(7{,}08 \times 10^{-5})^2}{[NH_4^+]_e} \Leftrightarrow [NH_4^+]_e = 8{,}95\ mol\ dm^{-3}$$

$$[NH_4^+]_{inicial} = [NH_4^+]_e + 7{,}08 \times 10^{-5} = 8{,}95 + 7{,}08 \times 10^{-5} = 8{,}95\ mol\ dm^{-3}$$

$$Como\ n(NH_4^+) = n(NH_4Cl) => [NH_4Cl] = 8{,}95\ mol\ dm^{-3}$$

6.2.

A 25 ºC:

$K_w = [H_3O^+]_e \times [OH^-]_e = 1{,}0 \times 10^{-14} = 7{,}08 \times 10^{-5} \times [OH^-]_e$

$\Rightarrow [OH^-]_e = 1{,}4 \times 10^{-10}$ mol·dm^{-3}

Resposta: A concentração dos iões OH^- no equilíbrio é $1{,}4 \times 10^{-10}$ mol·dm^{-3}

7. Uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, com o volume de 15,0 cm^3, é neutralizada com 45,0 cm^3 de uma solução aquosa de ácido clorídrico, $HC\ell$, de concentração $8{,}0 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}, a 25 ºC. Determine a concentração da solução titulada.

$NaOH\ (aq) + HCl\ (aq) \rightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (\ell)$

Por se tratar de uma neutralização, no ponto de equivalência o número total de moles de OH^- provenientes da dissociação completa da base monoprótica é igual ao número de moles de H_3O^+ provenientes da ionização completa do ácido monoprótico:

$n(OH^-) = n(H_3O^+)$

$$n_{ácido} = n_{base} \Rightarrow c_{ácido} \times V_{ácido} = c_{base} \times V_{base} \Leftrightarrow c_{base} = \frac{c_{ácido} \times V_{ácido}}{V_{base}}$$

$$c_{base} = \frac{8{,}0 \times 10^{-2} \times 45{,}0 \times 10^{-3}}{15{,}0 \times 10^{-3}} = 0{,}24\ mol\ dm^{-3}$$

8. Considere uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol dm^{-3}, a 25 ºC.

8.1. Determine o pH desta solução.

8.2. Titularam-se 25,0 mL de ácido etanoico (ácido acético) com a solução de NaOH. O ponto de equivalência atinge-se depois de ser ter adicionado 20,0 mL de solução de NaOH.

8.2.1. Escreva a equação química correspondente a esta reação.

8.2.2. O pH no ponto de equivalência é igual, superior ou inferior a 7? Justifique.

8.2.3. Determine a concentração do ácido acético.

8.1. $c_{NaOH} = [OH^-] \rightarrow [OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol·dm^{-3}
A 25 ºC, pOH = 2 ⇔ pH = 14 − 2 = 12

8.2.1
$NaOH\ (aq) + CH_3COOH\ (aq) \rightarrow NaCH_3COO\ (aq) + H_2O\ (\ell)$

8.2.2
pH > 7. Trata-se da titulação de um ácido fraco com uma base forte; para esta titulação a 25 ºC, o valor de pH no ponto de equivalência é superior a 7.

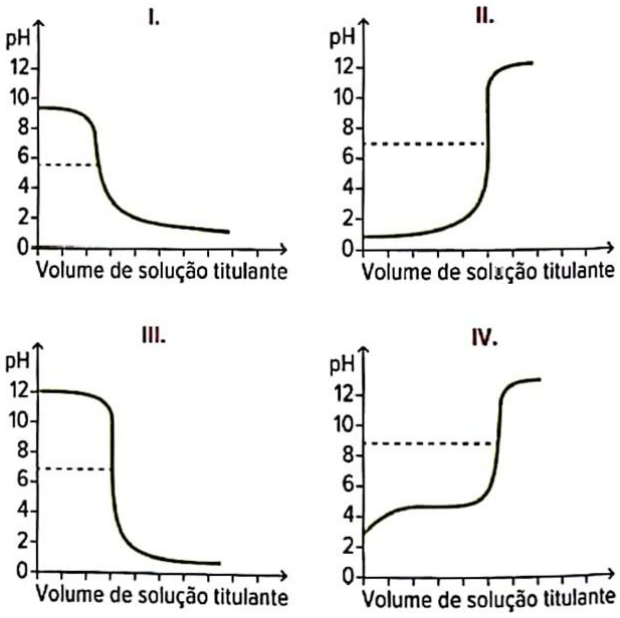
8.2.3
$n_a = n_b \rightarrow c_a \times V_a = c_b \times V_b$
$c_a \times 25{,}0 \times 10^{-3} = 20{,}0 \times 10^{-3} \times 1{,}00 \times 10^{-2}$
⇔ $c_a = 8{,}00 \times 10^{-3}$ mol·dm^{-3}

9. Procedeu-se à titulação de uma solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH (aq), com uma solução de hidróxido de sódio, NaOH. Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte.
Para titular 500 cm^3 de uma solução 0,25 mol dm^{-3} em ácido acético, são necessários…
(A) 1000 cm^3 de solução 0,25 mol dm^{-3} em NaOH.
(B) 500 cm^3 de solução 0,50 mol dm^{-3} em NaOH.
(C) 250 cm^3 de solução 0,50 mol dm^{-3} em NaOH.
(D) 625 cm^3 de solução 0,40 mol dm^{-3} em NaOH.

Como 1:1 NaOH e CH_3COOH
$n_a = n_b$
É preciso calcular o $n_{ácido}$
$n_a = c_a V_a$
$n_a = 0{,}25 \times 0{,}500 = 0{,}125$ mol
n_b tem de ser igual
é preciso calcular em todas as alíneas

Opção (C).
$n_a = 0{,}500 \times 0{,}25 \Leftrightarrow n_a = 0{,}125$ mol CH_3COOH
$n_b = 0{,}250 \times 0{,}50 \Leftrightarrow n_b = 0{,}125$ mol NaOH
(A) $n_b = 0{,}250$ mol NaOH
(B) $n_b = 0{,}250$ mol NaOH
(D) $n_b = 0{,}250$ mol NaOH

10. Os gráficos seguintes dizem respeito à variação de pH em quatro titulações.



Associe corretamente cada gráfico às titulações seguintes.
(A) Titulação de CH_3COOH (aq) com NaOH (aq).
(B) Titulação de HCl (aq) com NaOH (aq).
(C) Titulação de NaOH (aq) com HNO_3 (aq).
(D) Titulação de NH_3 (aq) com HCl (aq).

(A) – IV; titulação ácido fraco/base forte. pH no ponto de equivalência > 7. Titulado: ácido fraco. Titulante: base forte.
(B) – II; Titulado: ácido forte. Titulante: base forte. pH no ponto de equivalência = 7.
(C) – III; Titulado: base forte. Titulante: ácido forte. pH no ponto de equivalência = 7.
(D) – I; Titulado: base fraca. Titulante: ácido forte. pH no ponto de equivalência < 7.

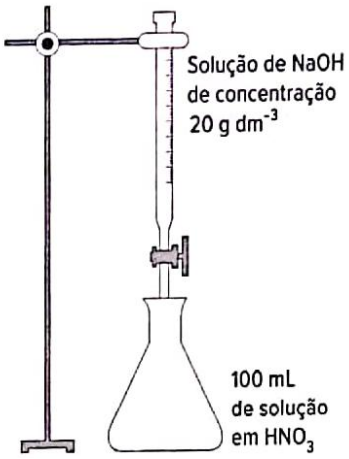
11. A figura seguinte representa a titulação de uma solução de ácido nítrico, HNO_3. Nesta titulação foram gastos 50,0 mL de NaOH.

11.1. Indique qual o titulante e qual o titulado.

11.2. Distinga ponto de equivalência de ponto final de uma titulação.

11.3. Determine a concentração do titulado.

11.4. Que volume de solução ácida de HNO_3, teria de se retirar um frasco contendo esta substância para preparar a solução ácida de ácido nítrico, se no rótulo referisse ρ = 1,260 g cm^{-3} e %(m/m) = 35%?



11.1. Titulado é o ácido nítrico e o titulante é o hidróxido de sódio.

11.2. O ponto de equivalência atinge-se quando as quantidades químicas de ácido e de base estão nas proporções estequiométricas da reação.
O ponto final é a altura da titulação em que o indicador ácido-base muda de cor.

11.3 $M(NaOH) = 40,00\ g\ mol^{-1}$ $\quad n = \frac{m}{M} = \frac{2,0\ g}{40,00} = 0,050\ mol$

$c_b = \frac{n}{V} = \frac{0,050\ mol}{1\ dm^3} = 0,050\ mol/dm^3$

Como no ponto de equivalência
$n_a = n_b \Leftrightarrow c_a V_a = c_b V_b \Leftrightarrow c_a \times 0,100 = 0,050 \times 0,050$
$\Leftrightarrow c_a = 0,25\ mol/dm^3$

11.4.
$n_a = c_a V_a$
$= 0,25 \times 0,100$
$= 0,025\ mol$ de HNO_3

$m_{HNO_3} = n \times M(HNO_3)$
$m_{HNO_3} = 0,025 \times 63,02 = 1,58\ g$

$\%\ m/m = \frac{m_{HNO_3}}{m_T} \times 100$
$35\% = \frac{1,58}{m_T} \times 100$
$m_T = 4,51\ g$ solução

$\rho = \frac{m_T}{V_T} \Leftrightarrow V_T = \frac{m_T}{\rho} = \frac{4,51}{1,26} = 3,6\ mL$

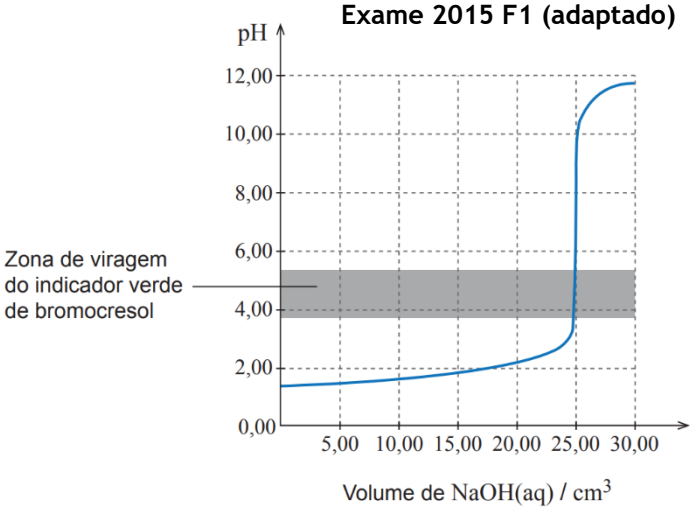
— outra forma —
Cálculo da solução concentrada HNO_3
35% $\Rightarrow$ 35,0 g HNO_3 — 100 g solução
$n = \frac{35,0}{63,02} = 0,555\ mol$
$\rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow V = \frac{m}{\rho}$
$V = \frac{100}{1,26} = 79,4\ cm^3$
$c = \frac{n}{V} = \frac{0,555}{0,0794} = 6,99 \approx 7,0\ mol/dm^3$

Na diluição $n_i = n_f$
$c_i V_i = c_f V_f \Leftrightarrow 7,0 \times V_i = 0,25 \times 0,100$
$V_i = 3,6 \times 10^{-3}\ dm^3 = 3,6\ mL$

Exame 2015 F1 (adaptado)

12. Na figura seguinte, está representada a curva teórica da titulação de 50,00 cm^3 dessa solução padrão de HCl com uma solução padrão de NaOH $1{,}00\times10^{-1}$ mol dm^{-3}.

Na curva, está assinalada a zona de viragem do indicador de ácido-base verde de bromocresol.



12.1. Determine a concentração do titulado.

12.2. Qual prevê que deve ser o pH no ponto de equivalência para a titulação de HCl com NaOH. Justifique.

12.3. Com base na informação fornecida na figura, justifique a seguinte informação.

O indicador verde de bromocresol pode ser utilizado para assinalar o ponto de equivalência da titulação em causa.

(12.1) $V_a = 50{,}00\ cm^3$
$C_a = ?$
$C_b = 1{,}00\times10^{-1}\ mol/dm^3$
$V_b = 25{,}00\ cm^3$

como reage de 1:1

$n_a = n_b$
$C_a V_a = C_b V_b$
$C_a\ 0{,}050 = 1{,}00\times10^{-1} \times 0{,}025$
$C_a = 5{,}00\times10^{-2}\ mol/dm^3$

12.2. Como se trata da titulação de HCl (ácido forte) e NaOH (base forte) no ponto de equivalência todo o HCl será neutralizado e os iões do sal (NaCl) não hidrolisam, então o a solução terá um pH de 7 no ponto de equivalência.

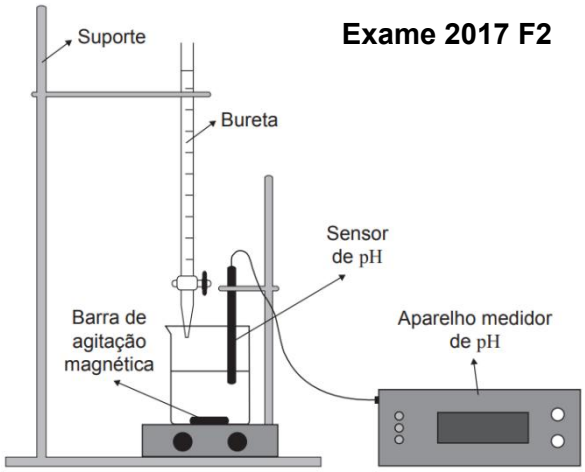
12.3.

- A figura mostra que na titulação em causa, ocorre uma variação acentuada de pH na vizinhança do ponto de equivalência.
- Como a zona de viragem do indicador verde de bromocresol está contida no intervalo de pH que corresponde àquela variação, este indicador pode ser utilizado para assinalar o ponto de equivalência da titulação em causa.

Exame 2017 F2

13. Com o objetivo de obter a curva da titulação ácido-base, um grupo de alunos efetuou a titulação de uma amostra de uma solução aquosa de ácido clorídrico, HCl (aq), com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH (aq).

Na figura, está representada uma montagem semelhante à que foi utilizada pelos alunos na referida titulação.



No início da titulação, o copo continha 50,0 cm^3 de uma solução aquosa de HCl, de concentração $2{,}00\times10^{-4}$ mol por 1,00 cm^3 de solução.

A concentração da solução aquosa de NaOH, utilizada como solução titulante, era 0,400 mol dm^{-3}.

13.1. O que se designa por curva de titulação?

Gráfico do pH da solução resultante da titulação em função do volume de titulante adicionado.

13.2. Que volume de solução de NaOH deverá ter sido adicionado à solução de HCl até ao ponto de equivalência da titulação?

(A) 25,0 cm^3
(B) 20,0 cm^3
(C) 0,500 cm^3
(D) 2,00 cm^3

$n_a = C_a \times V_a$
$n_a = 2{,}00\times10^{-4}\ mol/cm^3 \times 500\ cm^3$
$n_a = 0{,}010\ mol\ HCl$

como reage de 1:1
$n_a = n_b$
$n_b = 0{,}010\ mol$

$C_b = \frac{n}{V_b} \Leftrightarrow V_b = \frac{n}{C_b} = \frac{0{,}010}{0{,}400}$
$V_b = 0{,}025\ dm^3$
$V_b = 25\ cm^3$

13.3. No ponto de equivalência da titulação,
(A) existirá uma quantidade de iões H_3O^+ (aq) superior à de iões OH^- (aq).
(B) não existirá qualquer quantidade de iões H_3O^+ (aq) nem de iões OH^- (aq).
(C) existirão quantidades iguais de iões H_3O^+ (aq) e de iões OH^- (aq).
(D) existirá uma quantidade de iões OH^- (aq) superior à de iões H_3O^+ (aq).

R: Opção (C). No ponto de equivalência o pH será 7,0 (a 25 °C), a solução será neutra e haverá igual concentração de iões H_3O^+ iões e OH^-.

13.4. Para obter a curva de titulação, é necessário continuar a adicionar a solução titulante depois de atingido o ponto de equivalência da titulação.
Considere que, à solução inicial de HCl, foi adicionado um volume total de 40,0 cm^3 de solução de NaOH, admitindo-se, assim, que o volume total da solução resultante era 90,0 cm^3.
Determine o pH, a 25 °C, da solução resultante. Apresente todas as etapas de resolução.
(SEMPRE que passa do ponto de equivalência já é um exercício de reagente limitante e em excesso)

$NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$

$V = 40,0\ cm^3$
$C = 0,400\ mol/dm^3$
$n = C \times V$
$= 0,400 \times 0,040$
$= 0,016\ mol\ NaOH$

$n_a = 0,010\ mol$
$V_a = 50\ cm^3$
limitante.

1 mol NaOH — 1 mol HCl
x — 0,010 mol
x = 0,010 mol reagiu

como reagem de 1:1
$\frac{n_a}{1} < \frac{n_b}{1}$
excesso.

$n_{NaOH\ excesso} = 0,016 - 0,010 = 0,006\ mol$

quanto sobra de NaOH

$[NaOH]_{na\ solução} = \frac{n}{V} = \frac{0,006}{0,090} = 0,0667\ mol/dm^3$

pH = ?

como é base forte $[NaOH] = [OH^-] = 0,0667\ mol/dm^3$

$pOH = -\log 0,0667 = 1,18$

$pH + pOH = 14\ (a\ 25°C)$
$pH = 14 - 1,18 = 12,8$

14. Os esquemas incompletos que se seguem pretendem traduzir algumas reações de formação das chuvas ácidas. Complete-os de forma correta.

I. _____ + H_2O (ℓ) → 2 HNO_3 (aq)
II. SO_3 (aq) + H_2O (ℓ) → _____
III. 4 NO_2 (g) + _____ → 2 N_2O_5 (g)
IV. _____ + H_2O (ℓ) → H_2CO_3 (aq)

I. N_2O_5 (g) + H_2O (ℓ) → 2 HNO_3 (aq)
II. SO_3 (g) + H_2O (ℓ) → H_2SO_4 (aq)
III. 4 NO_2 (g) + O_2 (g) → 2 N_2O_5 (g)
IV. CO_2 (g) + H_2O (ℓ) → H_2CO_3 (aq)

15. Na extração do ferro da pirite (FeS_2) dão-se reações cujos esquemas químicos se seguem:

FeS_2 (s) + O_2 (g) → Fe_2O_3 (s) + SO_2 (g)
Fe_2O_3 (s) + C (s) → CO_2 (g) + Fe (s)

15.1. Acerte os esquemas químicos.
15.2. Explique a razão pela qual este processo contribui para a formação das chuvas ácidas.

15.1. 4 FeS_2 (s) + 11 O_2 (g) → 2 Fe_2O_3 (s) + 8 SO_2 (g)
2 Fe_2O_3 (s) + 3 C (s) → 3 CO_2 (g) + 3 Fe (s)

15.2. Obtém-se como produto da reação SO_2 na primeira reação e CO_2 na segunda. Estes óxidos ao reagirem com a água originam as soluções aquosas H_2SO_3 (aq) e H_2CO_3 (aq).

Exame 2012 – 1.ª fase

16. O H_2S (g) libertado pelos vulcões reage, a temperaturas elevadas, com o oxigénio do ar formando-se dióxido de enxofre, SO_2 (g), e água, H_2O (g). Escreva a equação química que traduz esta reação e justifique o facto de a emissão de SO_2 (g) para a atmosfera contribuir para o aumento da acidez da água da chuva.

$2\ H_2S\ (g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ SO_2(g) + 2\ H_2O\ (g)$

A emissão de SO_2 (g) para a atmosfera implica a ocorrência de reações com a água na atmosfera que originam ácidos, que contribuem para o aumento da acidez da água da chuva.

17. Os óxidos de enxofre e de nitrogénio provocam a acidificação da água das chuvas.

17.1. Indique as principais fontes destes óxidos.

17.2. Escreva as equações químicas que traduzem as reações de SO_3 e N_2O_5 com a água.

17.3. Refira, para os óxidos de enxofre e para os óxidos de nitrogénio, uma medida preventiva do aumento do teor destes gases na atmosfera.

17.1.

Óxidos de enxofre: erupções vulcânicas, extração de metais a partir de minérios sulfurosos e queima de combustíveis fósseis.

Óxidos de nitrogénio: processos de combustão em motores de automóveis e nas centrais elétricas.

17.2.

SO_3 (g) + H_2O (ℓ) → H_2SO_4 (aq)

N_2O_5 (s) + H_2O (ℓ) → 2 HNO_3 (aq)

17.3.

Óxidos de enxofre: adição de pedra calcária nos fornos de queima de combustíveis fósseis.

Óxidos de nitrogénio: uso de catalisadores nos automóveis.