

Atividade Laboratorial

Determinação da alcalinidade total de uma água

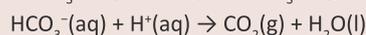
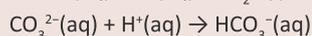
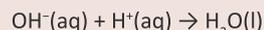


Objetivo: Determinar a alcalinidade de uma água natural

Material	Reagentes
- Bureta 25 mL	- Água destilada (em esguicho)
- Copo 100 mL (2x)	- Água do mar, ou água de ribeiro, ou água de lagoa
- Erlenmeyer 250 mL (3x)	- Alaranjado de metilo – solução alcoólica a 1% (m/V)
- Pipeta 50 mL + macrocontrolador	- Solução aquosa de H_2SO_4 – 0,010 mol dm^{-3}
- Suporte universal + garra para buretas	- Solução aquosa de H_2SO_4 – 0,100 mol dm^{-3}

Fundamento

A **alcalinidade total** de uma água natural deve-se à presença de iões HCO_3^- , CO_3^{2-} e OH^- . A determinação da alcalinidade total implica a neutralização de todas estas espécies alcalinas existentes na água, através de uma titulação. Admite-se que elas estão todas tituladas quando o pH for próximo de 4. O indicador utilizado é o **alaranjado de metilo**, cuja zona de viragem, compreendida entre 2,9 e 4,6, inclui o valor 4. As reações envolvidas nesta titulação podem representar-se de forma simplificada por:



A alcalinidade total mede a capacidade da água para resistir a variações bruscas de pH. Quanto maior for a alcalinidade, maior será essa capacidade. A alcalinidade total exprime-se em mg de $CaCO_3/L$. Se a alcalinidade total de uma água for 10 mg de $CaCO_3/L$, isso significa que tem uma alcalinidade igual à de uma solução com 10 mg de $CaCO_3$ por cada litro. Também pode ser expressa em mmol de H^+ , consumido na titulação, por cada litro de água.

A alcalinidade total de águas naturais varia entre 50 e 200 mg de $CaCO_3/L$, mas deve ser pelo menos 25 mg de $CaCO_3/L$. A alcalinidade pode alterar-se por reações com componentes da atmosfera. Por isso, é importante evitar a exposição das amostras ao ar, pelo que devem ser transportadas em frascos bem fechados e completamente cheios. Deve evitar-se agitar vigorosamente.

Procedimento

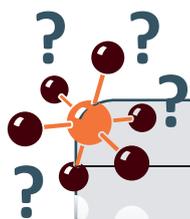
- 1 - Prepara uma bureta com $H_2SO_4(aq)$, 0,100 mol/ dm^3 .
- 2 - Mede 50 mL da água em estudo para um Erlenmeyer de 250 mL, usando uma pipeta.
- 3 - Adiciona 2 gotas de indicador alaranjado de metilo.
- 4 - Regista o volume marcado pela bureta, V_p , atendendo aos algarismos significativos.
- 5 - Adiciona titulante até haver mudança da cor do indicador, que permaneça com agitação moderada.
(Se o volume de titulante gasto for inferior a 2,5 mL, faz uma diluição de $H_2SO_4(aq)$, 0,100 mol/ dm^3 , de modo a obteres $H_2SO_4(aq)$, 0,010 mol/ dm^3 e usa esta solução como titulante).
- 6 - Regista o volume marcado pela bureta, V_f , atendendo aos algarismos significativos.
- 7 - Calcula o volume de titulante gasto através da diferença $V = V_f - V_p$.
- 8 - Repete o ensaio (passos 2 a 7) para obteres três volumes, V , concordantes (a diferença entre eles não deve ser superior a 0,10 cm^3).

Conclusões

- 1 - Os vários ensaios realizados foram concordantes? Há motivos para rejeitar valores? Quais? Porquê?
- 2 - No final da titulação notam-se bolhas de gás na solução resultante. Como se formou esse gás?
- 3 - Determina a alcalinidade da água, de acordo com a seguinte sequência:
 - A – Calcula a média dos volumes de titulante gastos;
 - B – A partir da concentração do titulante, calcula a quantidade total de ácido sulfúrico gasto na titulação (expressa em moles);
 - C – A partir da massa molar de $CaCO_3$, calcula a massa de $CaCO_3$, expressa em mg, correspondente à quantidade de matéria apurada em B.
 - D – Com base no volume de água analisada, calcula a alcalinidade total, expressa em mol de $CaCO_3/L$.
- 4 - Quanto ao parâmetro alcalinidade, que conclusões sobre a qualidade da água em estudo? Será uma água que resiste bem a mudanças bruscas de pH?



Indicador alaranjado de metilo: em meio ácido (à esquerda) e em meio alcalino.



Mais Questões*



- Das afirmações seguintes, indica a única que é verdadeira.
(A) Se aumentar o pH de uma solução, aumenta a sua acidez.
(B) Uma solução de pH = 10 é mais básica do que uma de pH = 12.
(C) Se o pH passar de 3 para 4, a acidez da solução diminui 10 vezes.
(D) O pH de uma solução não depende da temperatura.
- Numa água de origem natural, a 25 °C, a concentração de H_3O^+ é igual a $4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. Calcula, para esta água a esta temperatura:
a) O pH; b) A concentração de iões OH^- ; c) O pOH.
- Considera 250 mL de uma solução com 4 mmol de hidróxido de bário, $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Nota: $A_r(\text{Ba}) = 137$; $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{H}) = 1$
a) A massa de soluto é:
(A) 0,687 g (B) 0,686 g (C) 0,685 g (D) 0,684 g
b) A concentração de OH^- nesta solução é:
(A) $0,035 \text{ mol dm}^{-3}$ (B) $0,034 \text{ mol dm}^{-3}$ (C) $0,033 \text{ mol dm}^{-3}$ (D) $0,032 \text{ mol dm}^{-3}$
c) O pH desta solução é, a 25 °C,
(Nota: $-\log 0,035 = 1,46$; $-\log 0,034 = 1,47$; $-\log 0,033 = 1,48$; $-\log 0,032 = 1,49$):
(A) 12,3 (B) 12,4 (C) 12,5 (D) 12,6

Exame nacional, Timor-Leste – Adaptado
- À temperatura de 60 °C, o produto iónico da água, K_w , tem o valor $1,0 \times 10^{-13}$. Uma solução tem pH igual a 7 à temperatura de 60 °C.
a) Calcula o pOH dessa solução. b) Indica, justificando, se a solução é ácida, básica ou neutra.
- Considera a dissolução de ácido nitroso, HNO_2 , e a dissolução de amoníaco, NH_3 , em água. Em ambos os casos ocorrem reações de ionização reversíveis.
a) Escreve as equações químicas das referidas reações de ionização.
b) Escreve a expressão da constante de acidez do ácido nitroso.
c) Escreve a expressão da constante de basicidade do amoníaco.
d) Em cada caso, identifica os pares conjugados de ácido-base.
- Calcula o valor do pH de uma solução aquosa $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$ em ácido clorídrico, HCl.
- Dissolveram-se 0,250 g de hidróxido de sódio, NaOH, por cada litro de uma solução. Qual será o pH desta solução, a 25 °C?
- Explica o que é uma espécie anfotérica e exemplifica utilizando iões hidogenossulfureto, HS^- .
- Considera as seguintes equações químicas referentes às reações de ionização do ácido fosfórico:
I - $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
II - $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
III - $\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
a) Para cada uma das reações representadas, identifica os pares conjugados de ácido-base.
b) Identifica as duas espécies que, de acordo com estas equações, têm comportamento anfotérico.
- A constante de basicidade da anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, tem o valor $4,2 \times 10^{-10}$, a 25 °C. Calcula a constante de acidez do ião $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$.

11. Considera três soluções aquosas, de solutos diferentes e de igual concentração, à mesma temperatura:

I - ácido acético, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$;

II - ácido oxoacético, $K_a(\text{HCOCOOH}) = 3,5 \times 10^{-4}$;

III - ácido fluorídrico, $K_a(\text{HF}) = 6,8 \times 10^{-4}$.

- a) Ordena estes ácidos por ordem crescente, de acordo com a sua força. Justifica a resposta.
b) Das três bases conjugadas destes ácidos, indica qual é a mais forte e qual é a mais fraca.

12. Considera uma solução aquosa de ácido clorídrico, HCl, de concentração $1,0 \times 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$.

- a) O ácido clorídrico é um ácido forte. O que significa esta afirmação?
b) Escreve a equação da ionização do ácido clorídrico em água.
c) Poderá o pH da solução ser superior a 7, a 25°C ?
d) Calcula o pH desta solução.

13. Calcula o pH das seguintes soluções de ácidos que reagem com água e se ionizam completamente .

- a) Ácido nítrico, HNO_3 : $5,0 \times 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$ b) Ácido iodídrico, HI: $7,5 \times 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$
c) Ácido perclórico, HClO_4 : $1,00 \times 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$

14. Preparou-se uma solução de hidróxido de sódio dissolvendo-se $4,0 \times 10^{-7} \text{ g}$ de NaOH(s) em um litro de água destilada. Admitindo-se que não houve variação de volume, após a adição da base, pode afirmar-se que o pH da solução, a 25°C , é aproximadamente:

- (A) 6,00 (B) 8,00 (C) 7,04 (D) 6,96 (E) 12,95

FESP-UPE, Brasil – Adaptado

15. Numa solução de ácido benzóico ($K_a = 6,3 \times 10^{-5}$, a 25°C) de concentração $0,20 \text{ mol dm}^{-3}$ estabelece-se um equilíbrio que é traduzido por:



- a) Indica os pares conjugados de ácido-base presentes. b) Determina o pH desta solução, a 25°C .

16. Uma solução aquosa de ácido etanóico, CH_3COOH , de concentração inicial $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$ tem, a 25°C , pH igual a 2,88. Escreve a expressão da constante de acidez, K_a , do ácido etanóico, e mostra que o seu valor, a 25°C , é $1,74 \times 10^{-5}$.

17. Uma solução de KNO_2 é ácida, básica ou neutra? Justifica a resposta com base na reação de hidrólise que ocorre quando este sal é dissolvido em água.

18. Classifica as frases seguintes em verdadeiras ou falsas.

- (A) Uma solução aquosa de acetato de sódio apresenta, a 25°C , $\text{pH} > 7$.
(B) O nitrato de amónio, usado como fertilizante, faz aumentar o pH do solo.
(C) Três soluções aquosas de NH_4Cl , NH_4NO_3 e $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ com concentrações iguais, expressas em mol/L, têm igual valor de pH.
(D) Uma solução aquosa de cianeto de sódio, NaCN, é alcalina.

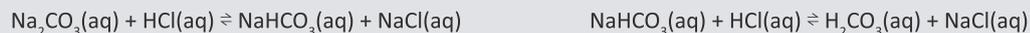
19. No ponto de equivalência de uma titulação de uma solução de uma base fraca com uma solução de um ácido forte resultou uma solução contendo diversas espécies químicas, incluindo iões NH_4^+ . Mostra, através de uma equação química, que estes iões reagem com a água, originando uma solução ácida.

20. Explica a ação do calcário em pó (constituído por carbonato de cálcio, CaCO_3) e do fertilizante nitrato de amónio (NH_4NO_3) como corretores de pH dos solos, com base nos iões constituintes destes dois sais e nas reações de hidrólise que podem ocorrer.

21. Calcula o pH, a 25 °C, de uma solução 0,0100 mol/dm⁻³ em nitrito de potássio, KNO₂. $K_a(\text{HNO}_2) = 7,1 \times 10^{-4}$, a 25 °C

22. Qual das seguintes soluções deve ser misturada com igual volume de NaCH₃COO(aq), de igual concentração, para originar uma solução tampão? (A) NH₄⁺(aq) (B) HCl(aq) (C) CH₃COOH(aq) (D) NaOH(aq)

23. Na titulação de uma solução de carbonato de sódio com ácido clorídrico ocorrem as reações:



Identifica um par de espécies químicas de que resultem soluções tampão formadas durante esta titulação.

24. Misturam-se volumes iguais de uma solução 0,20 mol dm⁻³ em amoníaco, NH₃(aq), e de outra solução 0,20 mol dm⁻³ em cloreto de amónio, NH₄Cl(aq). $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$, a 25 °C

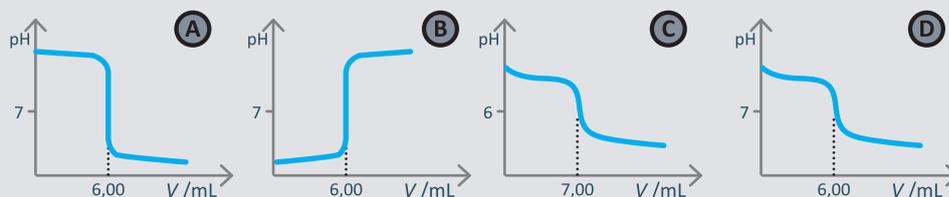
- Escreve a equação química que traduz a ionização do amoníaco em solução aquosa.
- Calcula o pH da mistura resultante, a 25 °C, fazendo aproximações aceitáveis.
- Se adicionares uma pequena quantidade de um ácido forte a esta mistura, prevês que o valor do seu pH se altere? Justifica a resposta.

25. Um frasco de 500 mL contém uma solução de ácido clorídrico, HCl(aq). Titularam-se 20,00 mL dessa solução com uma solução de hidróxido de potássio, KOH, de concentração 0,100 mol/L, gastando-se uma média de 11,50 mL de titulante. A equação química da reação de neutralização é: $\text{KOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{KCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

- Para este caso, indica o titulante e o titulado.
- Qual é a quantidade (em moles) de H₃O⁺ que reagiu, até se atingir o ponto de equivalência?
- Qual é a concentração da solução de ácido clorídrico?

26. Gastaram-se 6,00 mL de HCl(aq), de concentração 0,0100 mol dm⁻³, para titular 10,00 mL de NaOH(aq).

- Calcula a concentração da solução titulada.
- A curva de titulação que melhor representa esta titulação é:



27. Utilizando uma solução aquosa de hidróxido de potássio, KOH(aq), de concentração $2,0 \times 10^{-2}$ mol dm⁻³, titulouse-se 10,00 cm³ de uma solução de ácido acético, CH₃COOH(aq). Realizaram-se três ensaios nos quais se obtiveram os seguintes valores:

Ensaio 1 – 12,43 mL

Ensaio 2 – 12,34 mL

Ensaio 3 – 12,37 mL

- Determina a concentração da solução de ácido acético.
- Justifica que a solução obtida no ponto de equivalência seja alcalina, com base no comportamento dos iões K⁺(aq) e CH₃COO⁻(aq) em solução aquosa.

28. Considera as soluções dos seguintes sais, que estão totalmente dissociados, e calcula as concentrações dos respetivos iões em solução.

- a) NaCl — 0,10 mol/dm³ b) K₂SO₄ — 0,50 mol/dm³ c) Ca₃(PO₄)₂ — 0,25 mol/dm³ d) Na₂CO₃ — 0,60 mol/dm³

29. A constante de basicidade de NH₃(aq) tem o valor $1,8 \times 10^{-5}$, a 25 °C. O caráter básico de uma solução de amoníaco deve-se à reação de NH₃(aq) com água. Essa reação corresponde a um processo de:

- (A) Dissociação completa (B) Dissociação parcial (C) Ionização completa (D) Ionização parcial.

Prova nacional, Portugal

30. Indica se ocorre dissociação ou ionização, quando as seguintes substâncias se dissolvem em água:

a) KOH b) HNO₃ c) KCl d) HF e) H₂SO₄ f) Ca(OH)₂ g) Na₂SO₄ h) NH₃ i) HCOOH

31. Numa solução aquosa 0,100 mol dm⁻³ em ácido fluorídrico, HF, o grau de ionização é 10,0 %. Calcula o pH desta solução.

32. Um litro de uma solução aquosa contém 0,170 g de NH₃, cujo grau de ionização nesta solução, é 0,043. Calcula a constante de basicidade do amoníaco.

33. Qual terá maior condutividade elétrica, uma solução aquosa de ácido acético 0,10 mol dm⁻³ ou uma solução aquosa de ácido clorídrico 0,10 mol dm⁻³, à mesma temperatura? Justifica a resposta.

34. O ião trietilenodiaminoníquel(II) tem a fórmula química [Ni(H₂N-CH₂-CH₂-NH₂)₃]²⁺. O número de coordenação deste ião complexo é 6.

a) Quantos ligandos tem este ião complexo?

b) A carga elétrica do ião central é +2. Qual é a carga dos ligandos?

c) Serão estes ligandos polidentados? Justifica a resposta.

d) Escreve a fórmula química do sal complexo sulfato de trietilenodiaminoníquel(II) di-hidratado. Calcula a respetiva massa molar.

35. O ferricianeto de potássio, K₃[Fe(CN)₆], é um sal complexo muito usado em análise química. Para este sal, indica:

a) Os iões presentes; b) O ião central; c) Os ligandos; d) O número de coordenação.

36. Atende à seguinte informação:



a) Escreve a expressão de K_f para cada um dos iões complexos.

b) Qual dos iões complexos é mais estável? Justifica a resposta.

c) Qual dos agentes complexantes é mais forte?

d) Qual é o número de coordenação nestes dois iões complexos?

37. A constante de formação do ião complexo de mercúrio(II) [HgI₄]²⁻ tem o valor 1,0 x 10³⁰.

a) Escreve a expressão da constante de formação deste ião complexo. b) É muito ou pouco estável? Justifica a resposta.

38. Numa solução com 1 x 10⁻⁶ mol dm⁻³ em Ag⁺ e com igual concentração em NH₃, formam-se iões complexos [Ag(NH₃)₂]⁺, sendo K_f = 1,5 x 10⁷. Determina a concentração de iões complexos na solução.

39. Numa titulação realizada para determinar a concentração de iões cálcio, Ca²⁺, numa água, mediu-se 50,00 mL dessa água e gastaram-se 19,05 mL de uma solução-padrão de EDTA de concentração 0,0100 mol/dm³ até à mudança de cor do indicador. Sabe-se que cada mole de EDTA reage com uma mole de Ca²⁺(aq).

a) Determina a concentração de iões cálcio, Ca²⁺(aq), na água, em mol/dm³.

b) Determina a concentração de iões cálcio, Ca²⁺(aq), na água, em mg/dm³.

40. As titulações de complexação podem ser usadas para determinar a concentração de iões cálcio, Ca²⁺, no leite. O rótulo do pacote de uma marca de leite indica 120 mg de cálcio por cada 100 mL. Para confirmar este valor, fez-se uma titulação de complexação e apurou-se que eram necessários 14,80 mL de solução de EDTA para fazer reagir os iões cálcio existentes em 10,00 mL desse leite. A concentração da solução de EDTA usada na titulação era de 0,020 mol/dm⁻³. A reação que ocorre pode ser traduzida por: Ca²⁺ + H₂EDTA²⁻ → [CaEDTA]²⁻ + 2 H⁺

a) Identifica o ião complexo representado nesta equação, indicando a sua fórmula química.

b) Calcula a concentração de iões cálcio no leite, em mg de Ca²⁺ por cada 100 mL de solução.

c) Calcula o erro absoluto e o erro relativo, tomando como valor verdadeiro o resultado da titulação.

41. Considerando que, a 25 °C, se solubilizam 36,0 g de NaCl(s) em 100 g água, seleciona a opção que contém os termos que devem substituir as letras (a) e (b) de modo a tornar verdadeira a afirmação seguinte:

«Adicionando 90,0 g de NaCl(s) a 250 g de água, a 25 °C, obtém-se uma solução (a) naquele composto, (b) sólido depositado no fundo do recipiente.»

(A) ... saturada ... sem ... (B) ... insaturada ... sem ... (C) ... saturada ... com ... (D) ... insaturada ... com ...

Exame nacional, Portugal – Adaptado

42. A solubilidade do carbonato de cálcio, CaCO_3 ($M = 100,0 \text{ g/mol}$), é 0,24 g/100 mL de água, a 25 °C. Calcula, a 25 °C, a solubilidade em mol/dm³ de solução, considerando desprezável a variação de volume provocada pela dissolução deste soluto em 100 mL de água.

43. Escreve as equações químicas da dissociação dos seguintes sais pouco solúveis, em água, e a respetiva expressão de K_s .

a) CaCO_3 b) Ag_2S c) $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ d) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ e) Ag_2CO_3

44. O produto de solubilidade do hidróxido de magnésio, $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$, em água tem o valor $5,6 \times 10^{-12}$, a 25 °C.

a) Escreve a equação química que traduz o equilíbrio de solubilidade do hidróxido de magnésio em água.

b) Escreve a expressão da respetiva constante de equilíbrio.

c) Prevê se será possível dissolver 1,00 mg de hidróxido de magnésio em 1,25 dm³ de água.

45. A 250 mL de água de torneira, adicionou-se 0,10 mg de nitrato de prata, AgNO_3 , tendo ocorrido precipitação de cloreto de prata. Determina o menor valor que pode apresentar a concentração de iões cloreto, Cl^- , na água utilizada, para que possa verificar-se a referida precipitação (despreza a variação de volume provocada pela dissolução de AgNO_3 em água).

$$K_s(\text{cloreto de prata}) = 1,8 \times 10^{-10}.$$

46. Misturam-se 50 cm³ duma solução aquosa 0,030 mol/dm³ em MgCl_2 com 400 cm³ duma solução aquosa de 0,010 mol/dm³ em NaOH. Prevê, com cálculos, se ocorre precipitação de hidróxido de magnésio. $K_s[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 5,6 \times 10^{-12}$

47. A solubilidade do cloreto de chumbo (II), PbCl_2 , em água é 0,235 g/100 cm³, a 25 °C.

a) Escreve a equação química que traduz o equilíbrio do cloreto de chumbo (II) em soluções saturadas neste sal.

b) Calcula, para a temperatura de 25 °C:

i) A concentração de iões Cl^- numa solução aquosa saturada de cloreto de chumbo (II).

ii) O produto de solubilidade do cloreto de chumbo (II).

48. Calcula a solubilidade do sulfureto de prata a 25 °C, expressa em mol L⁻¹ e em g L⁻¹. $K_s(\text{Ag}_2\text{S}) = 1,0 \times 10^{-49}$ a 25 °C

49. Calcula a solubilidade do carbonato de cálcio em água, a 25 °C, sabendo que K_s a esta temperatura é $4,50 \times 10^{-9}$.

50. Indica, justificando, se a seguinte afirmação é verdadeira: «A 25 °C, o carbonato de magnésio, MgCO_3 ($K_s = 3,5 \times 10^{-8}$), é mais solúvel em água que o carbonato de chumbo, PbCO_3 ($K_s = 7,4 \times 10^{-14}$)».

51. Organiza os seguintes sais por ordem crescente das suas solubilidades em água:

(A) AgBr - $K_s = 5 \times 10^{-13}$ (B) BaCO_3 - $K_s = 2,5 \times 10^{-9}$ (C) CaCO_3 - $K_s = 5 \times 10^{-9}$ (D) AlPO_4 - $K_s = 1 \times 10^{-20}$

52. A substância hidróxido de níquel, $\text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})$, é mais solúvel numa solução ácida ou em água, à mesma temperatura?

53. Qual é a relação entre a solubilidade de $\text{Ag}_2\text{S}(\text{s})$ em água e a solubilidades deste sal numa solução de nitrato de prata, AgNO_3 (igual, maior ou menor)? Como se chama o efeito que determina a variação de solubilidade de $\text{Ag}_2\text{S}(\text{s})$ na solução de AgNO_3 comparativamente com água?

54. Explica a dissolução do precipitado $\text{AgCl}(s)$ por adição de amoníaco, NH_3 , sabendo que há formação de $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ e aplicando o princípio de Le Chatelier.

55. Explica porque motivo a solubilidade do sulfato de bário (BaSO_4) em água diminui quando se adiciona sulfato de sódio, Na_2SO_4 , mas não diminui por adição de carbonato de sódio (Na_2CO_3).

56. A solubilidade do cloreto de prata em soluções de cloreto de sódio, NaCl , diminui para soluções com baixas concentrações de soluto e aumenta para soluções de concentrações superiores a um determinado valor. Selecciona a opção que completa corretamente os espaços (a), (b), (c) e (d), de modo a tornar verdadeira a afirmação seguinte:

«Isto explica-se, no primeiro caso, devido (a) e, no segundo caso, (b) da concentração de (c) devido (d)»

(A) ...ao efeito do ião comumao aumento Ag^+ à formação do ião complexo $[\text{AgCl}_2]^-$

(B) ...à formação do ião complexo $[\text{AgCl}_2]^-$ à diminuição Cl^- ao efeito do ião comum.

(C) ...ao efeito do ião comumà diminuição Ag^+ à formação do ião complexo $[\text{AgCl}_2]^-$

(D) ...à formação do ião complexo $[\text{AgCl}_2]^-$ ao aumento Cl^- ao efeito do ião comum.

57. Sabe-se que a constante de produto de solubilidade, K_s , do cloreto de prata, AgCl , tem o valor $1,8 \times 10^{-10}$, a 25°C .

a) Calcula a solubilidade do cloreto de prata em água, à temperatura de 25°C .

b) Calcula a solubilidade do cloreto de prata numa solução aquosa $0,010 \text{ mol/dm}^3$ em cloreto de sódio, à mesma temperatura.

58. Se uma água contendo iões carbonato, CO_3^{2-} , for misturada com uma solução contendo iões Mg^{2+} , Ca^{2+} e Ba^{2+} com a mesma concentração, indica qual o sal que precipitará primeiro. $\text{MgCO}_3 (K_s = 3,5 \times 10^{-8})$ $\text{CaCO}_3 (K_s = 4,5 \times 10^{-9})$ $\text{BaCO}_3 (K_s = 2,6 \times 10^{-9})$

59. A 100 mL de uma solução contendo $1,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$ de nitrato de prata, AgNO_3 , e $3,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ de nitrato de chumbo (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, adicionou-se gota a gota uma solução aquosa de cloreto de sódio, NaCl .

a) Quais os dois sais que poderão precipitar?

b) Qual o sal que começará a precipitar primeiro? Justifica com cálculos. Dados: $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$ $K_s(\text{PbCl}_2) = 1,7 \times 10^{-5}$

60. Uma água terá um sabor salgado se a concentração de iões cloreto for superior a 200 mg/dm^3 .

Para determinar a concentração de iões cloreto na água de um poço, fez-se uma titulação de precipitação. Usou-se uma solução de $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$ em nitrato de prata como titulante. A reação que ocorreu pode ser representada por:

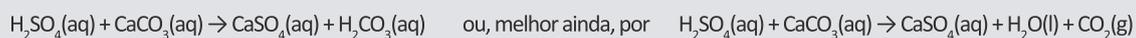


Para titular $20,00 \text{ mL}$ de água gastaram-se $14,41 \text{ mL}$ de solução de nitrato de prata.

a) Calcula a concentração de iões cloreto na água, em mol/dm^3 .

b) Verifica se a água do poço apresentará, ou não, um sabor salgado.

61. Para saber a alcalinidade de uma água titularam-se $100,00 \text{ mL}$ com $12,95 \text{ mL}$ de uma solução-padrão $0,0100 \text{ mol/L}$ em ácido sulfúrico. Se a alcalinidade for apenas devida a carbonato de cálcio, a reação que ocorre pode ser representada por:



a) Calcula a alcalinidade, expressa em mol de CaCO_3 por litro desta água.

b) Calcula a alcalinidade, expressa em mg de CaCO_3 por litro desta água.

62. O grau de acidez de um vinagre é dado pela massa, em gramas, de ácido acético em cada 100 cm^3 desse vinagre. Para determinar o grau de acidez de um vinagre comercial, titularam-se $50,0 \text{ mL}$ com uma solução de hidróxido de sódio de concentração $0,100 \text{ mol/dm}^3$ e gastaram-se $8,20 \text{ mL}$ desta solução (titulante).

a) Escreve a equação química da reação de neutralização que ocorre ente o ácido acético, CH_3COOH , e a solução de hidróxido de sódio.

b) Calcula a concentração de ácido acético no vinagre comercial, em mol/dm^3 .

c) Calcula o grau de acidez do vinagre comercial.

*Nota: Nas questões de escolha múltipla, deves seleccionar a opção correta, exceto se te for pedido outro tipo de resposta.