

EQUILIBRIOS ÁCEDO-BASE.

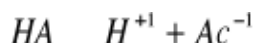
1ª) ÁCEDO-BASE: TEORÍAS DE ARRHENIUS E BRONSTED-LOWRY.

a) Electrolitos: un dos equilibrios máis importantes a estudar son o dunhas sustancias chamadas clásicamente ácidos e bases. Interven en gran nº de reaccións químicas actuando como reactivos propios ou como catalizadores. Poseen propiedades antagónicas, de tal xeito que dende un punto de vista histórico, a súa clasificación baseouse nas súas propiedades

Unha das características máis salientabeis destas sustancias é que en disolución acuosa electrolízanse, é decir, as moléculas de ácido ou de base desprenden ou gañan átomos ou grupos de átomos dando lugar a ións na disolución. Podemos ter electrolitos fortes ou electrolitos febles (cando se forma un equilibrio)

b) Teoría de Arrhenius: segundo ésta teoría de finais do século XIX (1887), Arrhenius considera que os ácidos e bases en disolución acuosa se disocian para dar ións na disolución.

- ácido é toda sustancia que en disolución acuosa libera ións H^{+1} . Isto implica que a molécula de ácido terá na súa estrutura H: HCl, HF, HBr, HI, HNO₃, HNO₂, H₂SO₄, H₂SO₃, H₂CO₃, HAc,



- base é toda sustancia que en disolución acuosa libera ións OH^{-1} (hidroxilo), o cal implica que a molécula de base terá grupos OH: NaOH, KOH, NH₄(OH), Ca(OH)₂, Mg(OH)₂,



- neutralización será a reacción entre un ácido e unha base para dar unha sal e auga, neutralizándose as propiedades do ácido e da base:



- defectos da teoría de Arrhenius:

–só considera á auga como o único disolvente: hai outros disolventes como o amoníaco

–hai sustancias como o NH₃ que se comportan como bases e non poseen grupos OH. Igualmente lle pasaba ao Na₂CO₃, que en disolución acuosa adquire carácter básico, neutralizando aos ácidos.

–non explica as propiedades ácidas ou básicas dos ións

–non ten en conta a fortaleza ou febleza dos ácidos e bases

c) Teoría de Bronsted-Lowry: data de 1923 e mellora amplamente a concepción de Arrhenius sobor de ácidos e bases:

- ácido é toda sustancia que cede H^{+1} ao medio no que se atopa
- base é toda sustancia que capta H^{+1} do medio no que se atopa

Tendo en conta todo isto, a nova teoría implica que nun mesmo medio teñen que existir conxuntamente tanto

o ácido como a base. Isto implica a existencia dos **pares ácido-base conxugados**. Así un ácido reacciona cunha base e unha base reacciona cun ácido. Isto implica que unha sustancia será tanto máis ácida ou máis básica en función de con quen se enfronte. Incluso pode haber sustancias que se comporten como un ácido ou como unha base segundo con quen se enfronte. A isto chámase sustancias **Anfóteras** (por exemplo a auga). Igualmente e por exemplo, o HAc pode ser un ácido feble (fronte a auga) ou un ácido forte (fronte ao NH3):



Exemplos de ácidos e bases de Bronsted-Lowry:

- ácidos: HF, HCl, HBr, HI, H₂S, HNO₂, HNO₃, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂CO₃, H₃PO₄, HAc, H₃BO₃,
- bases: NaOH, KOH, LiOH, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, NH₄(OH), NH₃, CH₃NH₂,

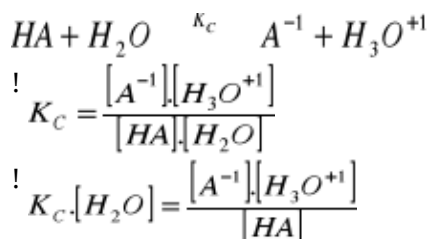
2ª) EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE. Ka e Kb.

Segundo a teoría de Bronsted-Lowry, pode haber ácidos e bases fortes (que están totalmente dissociados co equilibrio desplazado hacia a esquerda) e ácidos e bases febles (nos que aparece un equilibrio de disociación). A fortaleza ou febleza dun ácido ou dunha base hai que medila fronte a un disolvente de referencia que soe ser a auga.

- se un ácido é forte, a súa base conxugada é feble, e viceversa
- se unha base é forte, o seu ácido conxugado é feble, e viceversa

A fortaleza ou febleza dun ácido e dunha base mídese usando as constantes de equilibrio Ka e Kb.

a) Equilibrio para un ácido: supoñendo un ácido HA disolto en auga, teremos:

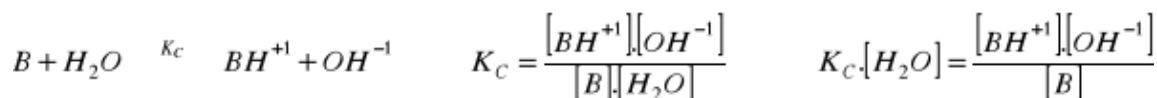


e tendo en conta que $[\text{H}_2\text{O}] \text{ cte.}$ $K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] \text{ cte.} = K_a = \text{constante de acidez}$

$$K_a = \text{constante de acidez} = \frac{[\text{A}^{-1}][\text{H}_3\text{O}^{+1}]}{[\text{HA}]}$$

Canto maior sexa o valor de Ka, mais forte será o ácido

b) Equilibrio para unha base: supoñendo unha base B disolta en auga, teremos:



e tendo en conta que $[H_2O] \text{ cte.}$ $K_c \cdot [H_2O] \text{ cte.} = K_b = \text{constante de basicidade}$

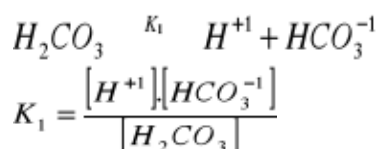
$$K_b = \text{constante de basicidade} = \frac{[BH^{+1}][OH^{-1}]}{[B]}$$

Canto máis grande sexa K_b , máis forte será a base

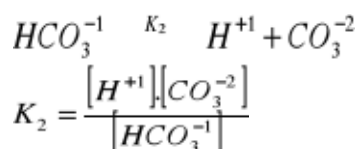
c) Equilibrio para ácidos polipróticos:

Ás veces os ácidos poden desprender máis dun protón á disolución. Isto ocorre cando na súa molécula hai máis dun H^{+1} . Conforme vaia perdendo protóns, o carácter ácido da sustancia vai disminuíndo, disminuíndo as sucesivas constantes de equilibrio. Para analizar isto, imos ver o exemplo do ácido carbónico:

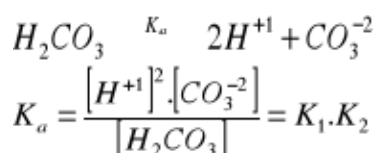
I) primeira disociación:



II) segunda disociación:



III) combinando ambas reaccións, obtense a reacción global:



Obsérvase que $K_1 > K_2$

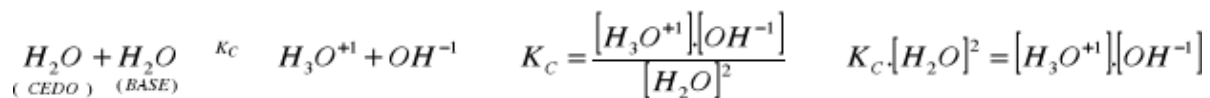
Ácidos fortes: HCl, HBr, HNO₃, H₂SO₄

Bases fortes: NaOH, KOH

3ª) PRODUCTO IÓNICO DA AUGA. pH, pOH, pKW.

A auga pura considérase que é unha sustancia que non conduce a corrente eléctrica, pero na práctica obsérvase que isto non é así. A auga pura presenta unha pequena conductividade, e isto é debido a que nela hai presentes ións que conducen ou transportan a corrente.

Todo isto pode explicarse polo proceso de autoionización da auga :



e tendo en conta que $[H_2O]^2 \text{ cte.}$ $K_c \cdot [H_2O]^2 \text{ cte.} = K_w$

$K_w = \text{producto i nico da auga} = [H_3O^{+1}][OH^{-1}] = 10^{-14} \text{ a } 25^\circ C$

Este concepto sérvenos para facer unha medida da $[H^{+1}]$ dunha disolución. Definimos así un novo concepto que é o **pH** e o **pOH**

$$pH = -\log[H^{+1}]$$

$$pOH = -\log[OH^{-1}]$$

A partires da definición de K_w , teremos:

$$K_w = [H^{+1}][OH^{-1}] = 10^{-14}$$

e introducindo $-\log$: $-\log K_w = -\log[H^{+1}] - \log[OH^{-1}] = 14$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

Así temos unha escala de medida do pH que oscila entre 0 e 14, que nos indica se a disolución é ácida, básica ou neutra:

$Se [H^{+1}] > [OH^{-1}]$	$pH < 7$	disolución ACIDA
$Se [H^{+1}] < [OH^{-1}]$	$pH > 7$	disolución BÁSICA
$Se [H^{+1}] = [OH^{-1}]$	$pH = 7$	disolución NEUTRA

Aplicando este concepto a un ácido ou unha base, teremos:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons A^{-1} + H_3O^{+1}$$

$$! K_a = \frac{[A^{-1}][H_3O^{+1}]}{[HA]} \cdot \frac{[OH^{-1}]}{[OH^{-1}]}$$

$$! K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_w = K_{CEDO} \cdot K_{BASE CONJUGADA}$$

Escala de pH: 0 ácida 7 básica 14

4ª) HIDRÓLISE.

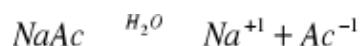
Ao disolver unha sal en auga, a sal disóciase dando os ións correspondentes. En principio, cabería esperar un pH da disolución neutro, pero isto non é así porque os electrolitos procedentes da sal poden reaccionar coa auga e dar ións H^{+1} ou OH^{-1} . Poden darse catro posibilidades:

a) **Sal derivada de ácido e base forte:** o exemplo típico é o **NaCl** que procede do HCl e do NaOH.

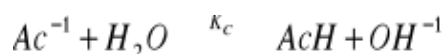


Os ións Na^{+1} e Cl^{-1} non reaccionan coa auga por proceder de ácido e base forte. Así o pH da disolución será **neutro**.

b) **Sal derivada de ácido feble e base forte:** é o caso do **NaAc**, procedente do NaOH (base forte) e do HAc (ácido feble).



Os ións Na^{+1} non reaccionan coa auga, pero os ións Ac^{-1} si, formándose un equilibrio porque o Ac^{-1} procede dun ácido feble:



$$K_c = \frac{[AcH][OH^{-1}]}{[Ac^{-1}][H_2O]}$$

e como $[H_2O]$ cte.

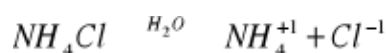
entón $K_c \cdot [H_2O] \text{ cte} = K_h$

$$K_h = \frac{[AcH][OH^{-1}]}{[Ac^{-1}]} \cdot \frac{[H^{+1}]}{[H^{+1}]}$$

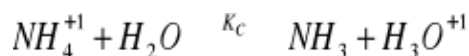
$$! K_h = \text{constante de hidrólise} = \frac{K_w}{K_a}$$

Cómo na disolución aparecen ións OH^{-1} , o pH será **básico**

c) **Sal derivada de ácido forte e base feble:** é o caso do **NH₄Cl**, procedente do HCl e do NH₃.



Os ións Cl^{-1} non reaccionan coa auga pero os ións NH_4^{+1} sí, por proceder dunha base feble.



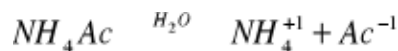
Seguindo o mesmo mecanismo que no apartado anterior:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^{+1}]}{[NH_4^{+1}]} \cdot \frac{[OH^{-1}]}{[OH^{-1}]}$$

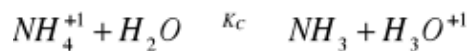
!

Cómo na disolución aparecen ións H^{+1} o pH será **ácido**

d) **Sal procedente de ácido e base febles:** éste é o caso do **NH₄Ac**, derivado do AcH e do NH₃, ámbos sustancias febles:



Tanto os ións NH_4^{+1} como os Ac^{-1} reaccionan coa auga:



Sumando ámbas reaccións e usando o mesmo proceso que en apartados anteriores:

$$K_h = \frac{[AcH][NH_3][OH^{-1}][H_3O^{+1}]}{[Ac^{-1}][NH_4^{+1}]} \cdot \frac{[H^{+1}]}{[H^{+1}]}$$

$$! K_h = \text{constante de hidrólise} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

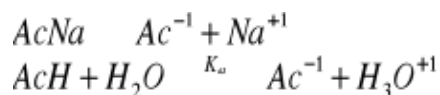
O pH da disolución será ácido ou básico en función dos valores de K_a e K_b .

5ª) DISOLUCIÓNS REGULADORAS.

Tamén chamadas amortecedoras, son aquelas disolucións que permiten manter constante o pH da disolución cando se engaden pequenas cantidades de ácido ou de base.

As disolucións amortecedoras están formadas por un ácido feble e unha sal súa ($AcH / AcNa$) ou unha base feble e unha sal súa (NH_3 / NH_4Cl).

a) Disolución amortecedora de sal e ácido feble: é o caso do sistema **$AcH / AcNa$** . Na disolución aparecen os seguintes equilibrios:



c	c	c	1	0	0
			$n(1-\alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$
			$n(1-\alpha^*)$	$n\alpha^* + c$	$n\alpha^*$

Como $\alpha^* < \alpha$ por que o equilibrio está desplazado hacia a esquerda, podemos por o seguinte:

$$[Ac^{-1}] = n\alpha^* + c \quad c = [Sal]$$

$$[AcH] = n(1-\alpha^*) \quad n = [Acido]$$

Aplicando estes conceptos á constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[Ac^{-1}][H^{+1}]}{[AcH]}$$

$$! \text{ desdexando } [H^{+1}]$$

, e introducindo $-\log$, teremos:

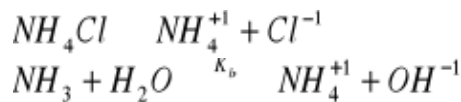
$$[H^{+1}] = K_a \cdot \frac{[AcH]}{[Ac^{-1}]}$$

$$! -\log[H^{+1}] = -\log K_a - \log \frac{[AcH]}{[Ac^{-1}]}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[cedo]}{[Sal]}$$

- ao engadir unha base os OH⁻¹ reaccionan cos H⁺¹ da disolución, e así o AcH disóciase para repor a ese H⁺¹ perdidos, desplazando o equilibrio á dereita.
- ao engadir un ácido os ións H⁺¹ en exceso reaccionan cos ións Ac⁻¹ desplazando o equilibrio cara á esquerda.

b) Disolución amortecedora de sal e base feble: é o caso do NH₃ / NH₄Cl. Na disolución aparecen os seguintes equilibrios:



c	c	c	1	0	0
			$n(1-\alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$
			$n(1-\alpha^*)$	$n\alpha^* + c$	$n\alpha^*$

Como $\alpha^* < \alpha$ por que o equilibrio está desplazado hacia a esquerda, podemos por o seguinte:

$$[NH_4^{+1}] = n\alpha^* + c \quad c = [Sal]$$

$$[NH_3] = n(1-\alpha^*) \quad n = [Base]$$

Aplicando estes conceptos á constante de equilibrio, teremos:

$$K_b = \frac{[NH_4^{+1}][OH^{-1}]}{[NH_3]}$$

! despexando $[OH^{-1}]$

e introducindo $-\log$, teremos:

$$[OH^{-1}] = K_b \cdot \frac{[NH_3]}{[NH_4^{+1}]}$$

$$! -\log[OH^{-1}] = -\log K_b - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^{+1}]}$$

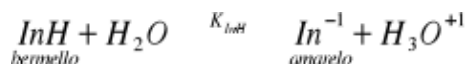
$$pH = 14 - pK_b + \log \frac{[Base]}{[Sal]}$$

- ao engadir un ácido á disolución, os ións H⁺¹ liberados en exceso reaccionan cos OH⁻¹, e así o NH₃ reacciona para repor eses OH⁻¹, e desplazando o equilibrio hacia á dereita

- ao engadir unha base á disolución os ións OH^- en exceso reaccionan cos NH_4^+ , desplazando o equilibrio hacia a esquerda.

6ª) VALORACIÓNS ÁCEDO-BASE. INDICADORES.

a) **Indicadores:** son sustancias orgánicas que cambian de cor segundo sexa o pH da disolución. Son ácidos ou bases febles que sofren un equilibrio de disociación. Vexamos o exemplo do laranxa de metilo:



En principio temos o equilibrio na disolución cunha mestura de ambas formas, por iso a cor da disolución é laranxa. Se agora se engade un ácido o equilibrio desplázase á esquerda e a disolución toma unha cor bermella. Pola contra ao engadir unha base á disolución o equilibrio desplázase á dereita e a disolución toma unha cor amarela.

O cambio de cor na disolución non se produce a un pH fixo, senón nun intervalo de pH de dúas unidades.

Os indicadores máis usados son: **laranxa de metilo**, **fenolftaleína** e **tornasol**:

Fenolftaleína: 0 *INCOLORO* 8 *ROSA* 14

Laranxa de metilo: 0 *BERMELLO* 3 *LARANXA* 4,5 *AMARELO* 14

Tornasol: 0 *BERMELLO* 6 *VIOLETA* 8 *AZUL* 14

Para preparar unha disolución de indicador, realízase a súa disolución acuosa ao 0,1 %, con adición de alcohol ata a disolución completa

Existe o chamado **indicador universal**, que é unha mestura de varios indicadores, que vai cambiando de cor segundo sexa o pH da disolución. Algúns exemplos de valores de pH son:

b) **Valoración ácido-base:** consiste na medida da concentración dun ácido ou dunha base a partires do proceso de neutralización. Aplicado ao caso do HCl e do NaOH, teremos:

Nun matraz Erlenmeyer colócase un volume coñecido de NaOH de concentración descoñecida xunto cunha pingas de indicador Fenolftaleína. A disolución tomará cor rosada. Nunha bureta introdúcese HCl de concentración coñecida. Ábrese o paso da bureta e o HCl empeza a neutralizar á NaOH, ata que a disolución cambia de cor a incolora, indicando que a reacción xa rematou.

O lugar do pH onde se produce a neutralización chámase **zona de equivalencia** e non se produce a un pH fixo senón nun intervalo de pH en torno ao valor 7. O salto de pH é moi brusco, porque basta unha pequena cantidade de HCl para variar enormemente a concentración dos ións H^+ .

Para este caso, como a reacción é mol a mol: $V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}}$

pH

14

13

12

11

10

9

8

7

6

5

4

3

2

1

0

Volume de ácido engadido

Se o proceso foxe con ácidos ou bases febles, a zona de equivalencia estaría desprazada hacia pH ácidos ou básicos

TÁBOA DE INDICADORES

INDICADOR	COR DA FORMA ÁCEDA	VIRAXE DO pH	COR DA FORMA BÁSICA
Amarelo de metanilo	Roxo	1,2 – 2,3	Amarelo
Alaranxado de bencilo	Roxo	1,9 – 3,3	Amarelo
Azul de bromofenol	Amarelo	3,0 – 4,6	Violeta
Roxo congo	Azul	3,0 – 5,0	Roxo
Laranxa de metilo	Roxo	3,1 – 4,4	Amarelo
Roxo de metilo	Roxo	4,2 – 6,3	Amarelo
Roxo de propilo	Roxo	4,6 – 6,6	Amarelo
p-nitrofenol	Incoloro	4,7 – 7,9	Amarelo
Púrpura de bromocresol	Amarelo	4,8 – 6,8	Púrpura

Roxo de bromofenol	Amarelo	4,8 – 6,8	Púrpura
Roxo de clorofenol	Amarelo	5,0 – 6,9	Púrpura
Azul de bromotimol	Amarelo	6,0 – 7,6	Azul
m-nitrofenol	Incoloro	6,6 – 8,6	Amarelo
Roxo neutro	Roxo	6,8 – 8,0	Amarelo
Roxo de fenol	Amarelo	6,8 – 8,4	Roxo
-naftolftaleina	Pardo	7,3 – 8,7	Verde
Púrpura de m-cresol	Amarelo	7,6 – 9,2	Púrpura
Fenolftaleina	Incoloro	8,3 – 10,0	Roxo
Timolftaleina	Incoloro	9,3 – 10,5	Azul
Violeta de -naftol	Amarelo	10,0 – 12,0	Violeta
Amarelo de alizarina R	Amarelo	10,0 – 12,1	Pardo
Amarelo de alizarina GG	Amarelo	10,0 – 12,0	Laranxa
Nitramina	Incoloro	10,8 – 13,0	Pardo
Amarelo de resorcina	Amarelo	11,1 – 12,7	laranxa

CONSTANTES DE DISOCIACIÓN A 25 °C

NOME	ÁCEDO	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ác. Etanoico (Acético)	CH ₃ – COOH	1,8.10 ⁻⁵	4,9.10 ⁻⁵	6.10 ⁻¹⁰
	H – COOH	2,1.10 ⁻⁴	5.10 ⁻¹¹	3,6.10 ⁻¹³
Ac. Metanoico	C ₂ O ₄ H ₂	3,8.10 ⁻²	4.10 ⁻⁵	
Ac. Oxálico	CH ₃ – CH ₂ – COOH	1,4.10 ⁻⁵	1,3.10 ⁻¹³	
Ac. Propanoico		5,5.10 ⁻¹⁰	2.10 ⁻⁷	
Ac. Benzoico	C ₆ H ₅ – COOH	4,93.10 ⁻¹⁰	5.10 ⁻⁶	
Ac. Cianhídrico	HCN	3,3.10 ⁻⁷	1,3.10 ⁻²	
Ac. Carbónico	H ₂ CO ₃	5.10 ⁻³		
Ac. Arsenoico	H ₃ AsO ₄	1,07.10 ⁻⁷		
Ac. Sulfhídrico	H ₂ S			

Ac. Hipocloroso	HClO	3,2.10 ⁻⁸		
Ac. Nitroso	HNO ₂	4,5.10 ⁻⁴		
Ac. Fosfórico	H ₃ PO ₄	1,1.10 ⁻²		
Ac. Fluorhídrico	HF	7.10 ⁻⁴		
Ac. Sulfuroso	H ₂ SO ₃	1,7.10 ⁻²		
Ac. Sulfúrico	H ₂ SO ₄	"		
NOME	BASE	K_b		
Amoniaco	NH ₃	1,77.10 ⁻⁵		
Metil amina	CH ₃ NH ₂	4,4.10 ⁻⁴		
Etil amina	C ₂ H ₅ NH ₂	5,6.10 ⁻⁴		
Dimetil amina	(CH ₃) ₂ NH	7,4.10 ⁻⁴		
Dietil amina	(C ₂ H ₅) ₂ NH	1,3.10 ⁻³		

EXERCÍCIOS EQUILIBRIOS ÁCEDO-BASE

1ª) Das seguintes especies químicas, indica as que actuarán como ácidos, como bases ou como sustancias anfóteras:

H_2O
 H_3O^+
 OH^-
 H_2CO_3
 HCO_3^-
 HCl
 Cl^-

2ª) Calcula a concentración de cada unha das especies dunha disolución 0,1 molar de HBr.

Solución: $[H^+] = 0,1 \text{ molar}$ $[Br^-] = 0,1 \text{ molar}$ $[OH^-] = 10^{-13} \text{ molar}$

3ª) Calcula a concentración de cada unha das especies que hai presentes nunha disolución 0,1 molar de HF, sabendo que $K_a = 7.10^{-4}$ a 25 °C.

Solución: $[H^+] = 8.10^{-3}$ $[F^-] = 8.10^{-3}$ $[OH^-] = 1,25.10^{-12}$ $[HF] = 0,092$

4ª) Calcula o pH e o grao de disociación para as seguintes disolucións:

a) disolución 0,125 molar de H₂SO₄

b) disolución 0,25 molar de KOH

c) disolución 0,05 molar de AcH sabendo que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

d) disolución 0,2 molar de NH_3 sabendo que $K_b = 1,77 \cdot 10^{-5}$

5ª) No laboratorio hai unha disolución 0,2 molar dun ácido descoñecido AH, e ao medir o pH da disolución obtemos un valor de 1,72. Calcula:

- pKa do ácido
- porcentaxe de ionización

Solución: 2,7 9,5%

6ª) Calcula o pH dunha disolución acuosa de AcNa 1 molar, sabendo que a constante de acidez do AcH vale $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. *Solución: 9,37*

7ª) Unha disolución de NaClO ten un pH de 10,29. Sabendo que a constante de acidez do HClO vale $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$. Calcula a constante de hidrólise (K_h) e o grao de disociación ().

Solución: $3,125 \cdot 10^{-7}$ $1,6 \cdot 10^{-3}$

8ª) Mestúranse 100 cm³ dunha disolución de AcH 1 molar con 300 cm³ dunha disolución de AcNa 1 molar. Calcula o pH da disolución reguladora. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. *Solución: 5,22*

9ª) Calcula o pH que haberá nunha disolución cando se engade 1 cm³ de HCl 1 molar a 1 litro de:

- auga pura
- unha disolución reguladora de ácido acético (AcH) 0,5 molar e acetato de sodio (AcNa) 0,5 molar. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución: 3 4,742

10ª) Para neutralizar 25 cm³ dunha disolución acuosa de H_2SO_4 gastáronse 37,5 cm³ de disolución de NaOH 0,5 molar. Calcula a molaridade do H_2SO_4 . *Solución: 1,5 molar*

11ª) No laboratorio mesturáronse 200 cm³ de HCl 0,12 molar con 300 cm³ de HCl 0,5 molar.

Calcula:

- concentración de H^+ da nova disolución
- masa de NaOH necesaria para neutralizar 30 cm³ da anterior disolución

Solución: 0,348 molar 0,417 gramos

EXERCICIOS EQUILIBRIOS ÁCEDO – BASE (SELECTIVO)

1ª) ¿Cal das seguintes afirmacións, referidas a unha disolución 0,1 molar dun ácido débil AH, parecenche correctas?. Razona a túa resposta:

- a concentración do ión A^- vale 0,1 molar
- as concentracións das especies A^- e H^+ son iguais
- pH da disolución vale 1

2ª) Dúas especies químicas AH e BH compórtanse como ácidos febles fronte á auga e as súas constantes de acidez son: $K_{AH} = 10^{-4}$ e $K_{BH} = 10^{-6}$.

- ¿cal das dúas sustancias é máis débil fronte á auga?
- prepáranse dúas disolucións de ámbas sustancias con igual concentración. ¿Cal das dúas terá o pH máis baixo?
- ¿cal das dúas bases conxugadas de cada ácido será máis forte en comparación coa auga?.

3ª) Calcula o pH das disolucións que resultan de mesturar:

- volumes iguais de auga e de HCl 0,2 molar
- volumes iguais de disolucións de NaOH 0,2 molar e HCl 0,2 molar
- volumes iguais de disolucións de NaOH 0,4 molar e de HCl 0,2 molar

Solución: 1 7 13

4ª) Prepárase unha disolución de ácido acético (AcH) disolvendo 3 moles desta sustancia en auga obtendo un volume final de disolución de 0,05 litros.

- escribe o proceso que ocorre en disolución
- se a disolución ten $pH = 2$, calcula a concentración de protóns
- obtén a constante de acidez K_a

Solución. 0,01 molar $1,7 \cdot 10^{-5}$

5ª) Indica o procedemento a seguir e describe o material a empregar na preparación de 1 litro de disolución de NaOH de concentración 0,1 molar aproximada. Se 10 cm³ desta disolución ao valorarse con HCl 0,105 molar, necesitan 9,2 cm³ deste ácido, ¿cal é a concentración exacta da disolución de NaOH?.

Solución: 0,0966 molar

6ª) (Setembro – 1997). Dispónse de 20 cm³ de disolución de HCl 0,1 molar que se neutralizan exactamente con 10 cm³ de NaOH de concentración descoñecida. Describe as operacións a realizar no laboratorio e o material a usar para determinar a concentración da base. ¿Canto vale a súa concentración?. ¿Qué indicador se utilizaría na valoración?. ¿Cal é o pH da disolución final?.

Solución: 0,2 molar fenolftaleína 7

7ª) (Setembro – 1997. LOXSE). Dispoñemos de tres frascos, que sabemos corresponden a tres disolucións acuosas: Tetraoxosulfato (VI) de amonio (sulfato de amonio); Trioxonitrato (V) de potasio (nitrato potásico) e Oxobromato (I) de sodio (hipobromito de sodio). ¿Cómo poderíamos distinguilos coa axuda de papel indicador ácido-base?. Razona a resposta.

Solución: neutra básica ácida

8ª) (Xuño – 1998). Indica razoadamente qué tipo de pH (ácido, neutro ou básico) existirá no punto de equivalencia das seguintes neutralizacións:

- ácido acético con hidróxido de sodio
- ácido clohídrico con amoniaco
- ácido nítrico con hidróxido de sodio

Solución: básico ácido neutro

9ª) (Xuño – 1998). Completa os seguintes equilibrio ácido – base de Brönsted–Lowry, caracterizando aos correspondentes pares ácido – base conxugado:

- + H_2O $CO_3^{-2} + H_3O^{+1}$
- $NH_4^{+1} + OH^{-1}$ $H_2O +$
- + H_2O $H_3O^{+1} + SO_4^{-2}$

10ª) (Setembro – 1998. LOXSE). Indica razoadamente, segundo a teoría de Bronsted, se as seguintes afirmacións son certas ou falsas:

- Un ácido e unha base conxugada reaccionan entre si dando unha disolución neutra
- Un ácido e a súa base conxugada difiren nun protón. Pon un exemplo
- A base conxugada dun ácido forte é unha base forte. Pon un exemplo

11ª) (Xuño – 1999). Calcula a concentración molar e o pH dunha disolución de ácido etanoico (ácido acético), se éste está disociado nun 2,53%. Datos: $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$. *Solución: 0,0289 3,13*

12ª) (Setembro – 2000. LOXSE). A 25 °C o grao de ionización dunha disolución acuosa de ácido etanoico (ácido acético) 0,101 molar vale = 0,0099. Calcula o pH da disolución e a constante de ionización do ácido etanoico a esa temperatura. *Solución: pH = 3 K = 9,89.10–6*

13ª) (Xuño – 2000. LOXSE). Define brevemente o concepto de disolución reguladora e sinala entre os seguintes pares de sustancias aqueles que formarán unha disolución reguladora: (a) ácido clorhídrico/cloruro de sodio, (b) ácido cinhídrico/cianuro de potasio, (c) ácido nítrico (trioxonitrato V de hidróxeno)/nitrato de amonio (trioxonitrato V de amonio), (d) hidróxido de amonio/cloruro de amonio. Xustifica brevemente a resposta.

1

13

Equilibrios ácido–base

Cor rosado

Incoloro

Ácido das baterías dos coches

Xugo gástrico

Zumo de limón

Zumo de laranxa

Viño

Zumo de tomate

Chuvia ácida

Café

Auga da chuvia

Auga pura

Sange e saliva

Deterxente

Auga do mar

Xabón en pó

Amoniaco

Disolución de NaOH 1 molar