

Ácidos e bases

CONTIDOS:

- 1.- Características de ácidos e bases.
- 2.- Evolución histórica do concepto de ácido e base.
 - 2.1. Teoría de Arrhenius. Limitacións.
 - 2.2. Teoría de Brönsted-Lowry.
- 3.- Forza de ácidos e bases.
- 4.- Equilibrio de ionización da auga. Concepto de pH.
 - 4.1. Medida de pH. Indicadores.
- 5.- Reaccións de neutralización. Valoracións ácido-base.
- 6.- Reaccións de hidrólise de sales.
 - 6.1. Hidrólise dunha sal procedente de ácido forte e base forte.
 - 6.2. Hidrólise dunha sal procedente de ácido débil e base forte.
 - 6.3. Hidrólise dunha sal procedente de ácido forte e base débil.
 - 6.4. Hidrólise dunha sal procedente de ácido débil e base débil.
 - 6.5. Cálculos en hidrólises.
- 7.- Disolucións reguladoras, amortecedoras ou tampón.
- 8.- Importancia dos ácidos e bases.
- 9.- Prácticas
 - 9.1. pH de disolucións acuosas de ácidos, bases e sales.
 - 9.2. Valoración cualitativa do carácter regulador dunha disolución.
 - 9.3. Valoración dun ácido forte cunha base forte.

1.- Características de ácidos e bases.

Os ácidos e bases son coñecidos dende a antigüidade. Os alquimistas, p. ex., usaban o ácido sulfúrico, ao que chamaban aceite de vitriolo, e o ácido nítrico, ao que chamaban auga forte. Ata o séc. XIX, para definilos utilizáronse as súas propiedades:

Ácidos:

- Teñen sabor agre.
- Son corrosivos para a pel.
- Arrubian certos colorantes vexetais.
- Disolven substancias
- Atacan aos metais desprendendo H_2 .
- As disolucións acuosas conducen a electricidade.
- Perden as súas propiedades ao reaccionar con bases.

Bases (ou álcalis):

- Teñen sabor amargo.
- Suaves ao tacto pero corrosivas coa pel.
- Dan cor azul a certos colorantes vexetais.
- Precipitan substancias disoltas por ácidos.
- Disolven graxas.
- As disolucións acuosas conducen a electricidade.
- Perden as súas propiedades ao reaccionar con ácidos.

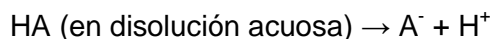
2.- Evolución histórica do concepto de ácido e base.

A primeira explicación rigorosa sobre a natureza dos ácidos e bases débese a Arrhenius, quen para explicar a conductividade das disolucións acuosas de ácidos, bases e sales, postulou, en 1884, que certas sustancias (electrólitos) en disolución, se disocian en catións e anións.

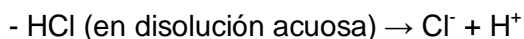
2.1. Teoría de Arrhenius. Limitacións.

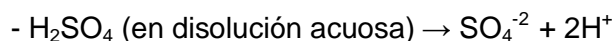
Segundo Arrhenius:

ÁCIDO: Substancia que en disolución acuosa se disocia dando catións H^+ (protóns):



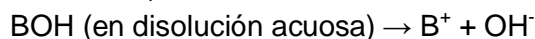
Exemplos:



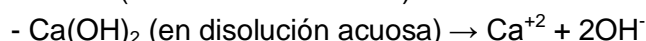
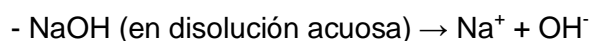


Os ácidos que liberan un protón reciben o nome de monopróticos, os que liberan dous, dipróticos e os que liberan máis de dous, polipróticos.

BASE: Substancia que en disolución acuosa se disocia dando aniós OH⁻ (ión hidroxilo, oxidrilo ou hidróxido).



Exemplos:

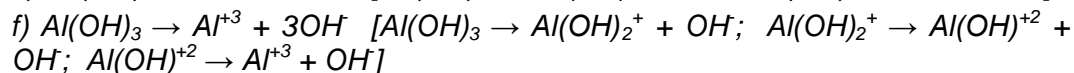
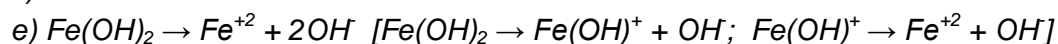
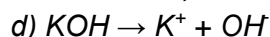
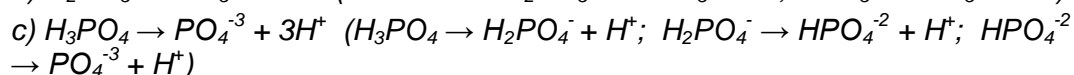
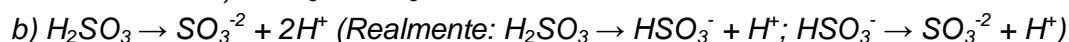


As bases que liberan un ión hidroxilo reciben o nome de monobásicas, as que liberan dous, dibásicas e as que liberan máis polibásicas.

Neste curso traballaremos, fundamentalmente, con ácidos monopróticos, que representaremos como HA, e bases monobásicas que representaremos como BOH.

A teoría de Arrhenius tiña varias limitacións: unicamente consideraba disolucións acuosas (non pode haber ácidos en acetona ou alcohol?) e non era capaz de xustificar o comportamento básico de substancias, como o NH₃, que non teñen OH na molécula.

Exemplo 1: Representa as ionizacións dos seguintes compostos: ácido nítrico, ácido sulfuroso, ácido fosfórico, hidróxido potásico, hidróxido ferroso, hidróxido de aluminio.



ATENCIÓN! As reaccións de ionización deben estar axustadas tanto en átomos como en cargas, é dicir, se ten que haber o mesmo número de átomos de cada elemento nos dous membros, a suma das cargas dos reaccionantes ten que ser igual á suma das cargas dos produtos. Vémoslo no exemplo b) ($\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_3^{-2} + 2\text{H}^+$). Á esquerda a carga é cero (é unha molécula neutra); á dereita o sulfito ten carga -2 e hai 2 protóns de carga +1, polo tanto $-2+2\cdot(+1) = -2+2 = 0$, igual que á esquerda.

2.2. Teoría de Brönsted-Lowry.

O danés Brönsted e o inglés Lowry, de forma independente, propuxeron en 1923 unha definición máis xeral, aplicable a calquera disolvente:

ÁCIDO: Substancia que en disolución cede H^+ .

Exemplo: $HCl(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$ [o ión H_3O^+ é o H^+ solvatado (unido a unha molécula de auga) e chámase oxonio ou hidronio]

BASE: Substancia que en disolución acepta H^+ .

Exemplo: $NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$

Destes exemplos imos sacar varias conclusións:

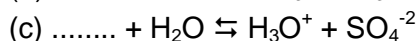
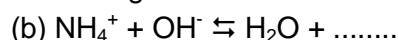
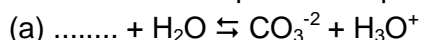
1ª) O carácter ácido ou básico é relativo: unha substancia é ácida porque enfronte hai unha base, e viceversa. Así a auga actúa como base (aceptando un protón) fronte ao HCl, pero actúa como ácido (cedendo un protón) fronte ao NH_3 . O que **sempre** teremos que **considerar** serán **parellas ácido** (dá protón) – **base** (acepta protón).

2ª) A existencia dun equilibrio indica que tamén se pode producir o proceso contrario, o que nos leva a considerar parellas ácido/base conxugada e base/ácido conxugado. Vexámolo nos exemplos anteriores:

O HCl (ácido) ao perder o seu protón convértese en Cl^- , que tende a gañar un protón (actúa, polo tanto, como base) para formar de novo HCl. Así pois, **un ácido (HCl) dá unha base conxugada (Cl^-)**.

O NH_3 (base) ao gañar o protón convértese en NH_4^+ , que tende a perder o protón (actúa, polo tanto, como ácido) para formar de novo NH_3 . Logo, **unha base (NH_3) dá un ácido conxugado (NH_4^+)**.

Exemplo 2: Completa os seguintes equilibrios ácido-base de Brönsted-Lowry, caracterizando os correspondentes pares ácido-base conxugado:



Solución: (a) Vemos que a auga actúa como base aceptando un H^+ , que tiña que provir do carbonato, logo sumándolle ese protón ó carbonato, obtemos ($H^+ + CO_3^{2-} \Rightarrow HCO_3^-$), o ácido inicial: $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$.

(b) Aquí acepta un H^+ o ión hidróxido, que actúa como base, logo o ión amonio ó perder ese protón, convértese en ($NH_4^+ - H^+ \Rightarrow NH_3$), e así: $NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O + NH_3$.

(c) A auga de novo actúa como base aceptando un H^+ , que antes estaría unido ó sulfato, logo sumándolle ese protón ó sulfato, obtemos ($H^+ + SO_4^{2-} \Rightarrow HSO_4^-$), o ácido inicial: $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$.

Polo tanto, os pares ácido-base conxugado serán:

Reacción	Ácido	Base conxugada	Base	Ácido conxugado
(a)	HCO_3^-	CO_3^{2-}	H_2O	H_3O^+
(b)	NH_4^+	NH_3	OH^-	H_2O
(c)	HSO_4^-	SO_4^{2-}	H_2O	H_3O^+

3.- Forza de ácidos e bases.

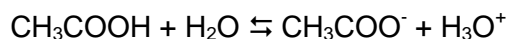
Como vimos, o concepto de ácido e base é relativo, o que dá idea de que os ácidos e as bases poden clasificarse como FORTES ou DÉBILES e hai substancias, como a auga, que poden actuar como ácidos ou como bases; estas substancias reciben o nome de ANFÓLITOS ou ANFÓTERAS.

En disolución acuosa, (son as que estudiaremos este curso) considérase que **un ácido é forte cando o equilibrio de ionización está desprazado á dereita:**



Son ácidos fortes o perclórico (HClO_4), clórico (HClO_3), iohídrico (HI), bromhídrico (HBr), clorhídrico (HCl), nítrico (HNO_3) e sulfúrico (H_2SO_4).

Os demais ácidos (sulfuroso, nitroso, fosforoso, acético...) son débiles, polo tanto, ionízanse parcialmente. P. ex. o ácido acético:



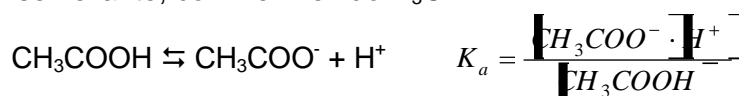
Isto xustifícase dicindo que un ácido forte (como o nítrico) da unha base conxugada débil (o nitrato) que non é capaz de producir o proceso contrario; sen embargo un ácido débil (como o acético) da unha base conxugada forte (o acetato) que é capaz de producir o proceso contrario.

Os equilibrios producidos por ácidos débiles quedarán determinados por unha constante de equilibrio, que chamaremos **CONSTANTE DE ACIDEZ**, K_a , que, para o exemplo considerado, terá por expresión:

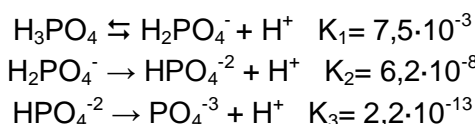
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$
 (recorda

que os líquidos e sólidos non se teñen en conta).

Se representásemos o proceso de ionización segundo Arrhenius, obteríamos unha expresión semellante, co H^+ en vez do H_3O^+



Os ácidos polipróticos non ceden dunha vez e coa mesma facilidade tódolos protóns, senón que o fan de forma graduada e cada vez con maior dificultade, presentando varias constantes de acidez, que se designan como K_1 , K_2 , K_3 ... cada vez máis pequenas. P. ex., para o ácido fosfórico:



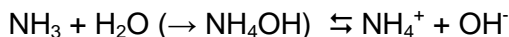
O mesmo podemos razoar para as bases:

En disolución acuosa, considérase que **unha base é forte cando o equilibrio de ionización está desprazado á dereita:**



Son bases fortes o hidróxido sódico (NaOH) e potásico (KOH).

As demais bases (hidróxido cálcico, ferroso, amónico...) son débiles, polo tanto, ionízanse parcialmente. P. ex. o amoníaco ou hidróxido amónico:



Isto xustifícase dicindo que unha base forte (como o hidróxido sódico) da un ácido conxugado débil (o ión sódico) que non é capaz de producir o proceso contrario; sen embargo unha base débil (como o hidróxido amónico) da un ácido conxugado forte (o amonio) que é capaz de producir o proceso contrario.

Os equilibrios producidos por bases débiles quedarán determinados por unha constante de equilibrio, que chamaremos **CONSTANTE DE BASICIDADE**, K_b , que,

para o exemplo considerado, terá por expresión:

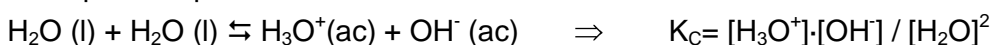
$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Canto máis altos sexan os valores de K_a ou K_b , máis ionizado estará o ácido ou base correspondente e, polo tanto máis forte é.

ATENCIÓN! É importante que saibas de memoria cales son os ácidos e bases fortes, porque cando representes a súa ionización deberás indicar que se disocian por completo ($HI \rightarrow H^+ + I^-$; $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$), mentres que no resto dos casos alcánzase un equilibrio ($HBrO_2 \rightleftharpoons H^+ + BrO_2^-$; $CuOH \rightleftharpoons Cu^+ + OH^-$)

4.- Equilibrio de ionización da auga. Concepto de pH.

A experiencia mostra que a auga ten unha pequena condutividade eléctrica o que indica que está parcialmente dissociada en ións:



Como a $[H_2O]$ é constante por tratarse dun líquido, chamaremos K_w a $K_C \cdot [H_2O]^2 \Rightarrow K_w = [H_3O^+][OH^-]$ coñecida como **produto iónico da auga**. O valor do devandito produto iónico da auga a 25°C é: $K_w = 10^{-14} M^2$.

No caso da auga pura,
 $[H_3O^+] = [OH^-] = X \Rightarrow 10^{-14} = X^2 \Rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} M$. Isto significa que nun litro de auga hai 10^{-7} moles de hidronios e hidroxilos, logo a auga está moi pouco ionizada.

pH DALGUNHAS SUBSTANCIAS A 25° C			
Substancia	pH	Substancia	pH
HCl comercial	-1,1	Leite	6,9
HCl 1 M	0	Auga pura	7
Zume limón	2,2	Sangue	7,5
Refresco cola	2,6	Lixivia concentrada	10,7
Viño	3,5	NaOH 1M	14
Café	5	NaOH saturado	15

Cando botamos na auga un ácido aumenta a $[H_3O^+]$, que pasará a ser, p. ex., 10^{-6} , 10^{-2} ...M e ó revés, cando botamos unha base, aumentamos a concentración de OH^- e diminuímos a de H_3O^+ (o seu produto segue sendo 10^{-14}), que pasará a ser 10^{-8} , 10^{-10} ...M. Polo tanto, pode haber variacións moi grandes no valor da concentración de H_3O^+ . Para evitar traballar con cantidades tan variables e, sobre todo, simplificar as representacións gráficas, o danés Sørensen (en 1909) propuxo utilizar o concepto de pH (pehache):

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

Como na auga pura, $[H_3O^+] = 10^{-7} M \Rightarrow pH = -\log 10^{-7} = 7$.

Se a disolución é ácida, $[H_3O^+] = 10^{-6}$, 10^{-2} ...M $\Rightarrow pH = 6$, 2 ... é dicir, < 7 .

Se a disolución é básica, $[H_3O^+] = 10^{-8}$, 10^{-10} ...M $\Rightarrow pH = 8$, 10 ... é dicir, > 7 .

Do mesmo xeito se define o pOH¹: **$pOH = -\log[OH^-]$**

Como nas disolucións acuosas $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, aplicando logaritmos:
 $\log([H_3O^+] \cdot [OH^-]) = \log(10^{-14}) \Rightarrow \log[H_3O^+] + \log[OH^-] = -14$. Cambiando todo de signo: $-\log[H_3O^+] - \log[OH^-] = 14 \Rightarrow \mathbf{pH + pOH = 14}$

Resumindo, segundo o valor da $[H_3O^+]$ e do pH, temos os seguintes tipos de disolucións:

	$[H_3O^+]$	pH
Ácidas:	$> 10^{-7} M$	< 7
Básicas:	$< 10^{-7} M$	> 7
Neutras:	$= 10^{-7} M$	$= 7$

Exemplo 3: O pH dunha disolución acuosa é 12,6. Cal será a $[H_3O^+]$ e o pOH á temperatura de 25°C?

Solución: $pH = -\log [H_3O^+] = 12,6$, de onde se deduce que: $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12,6} M = 2,51 \cdot 10^{-13} M$

Como $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} M^2$, entón: $[OH^-] = 10^{-14} / 2,51 \cdot 10^{-13} = 3,98 \cdot 10^{-2} M$

$pOH = -\log [OH^-] = -\log(3,98 \cdot 10^{-2}) = 1,40$

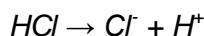
Comprobamos que $pH + pOH = 12,6 + 1,40 = 14$

Exemplo 4: Calcular as concentracións dos ións, o pH e o pOH dunha disolución acuosa: a) 0,02 M de ácido clorhídrico, b) 0,02 M de hidróxido sódico

Solución: a) Para representar as ionizacións podes utilizar a notación de Brönsted e Lowry ($HCl + H_2O \rightleftharpoons Cl^- + H_3O^+$) ou a de Arrhenius ($HCl \rightleftharpoons Cl^- + H^+$) que é a que utilizarei habitualmente, por ser máis sinxela. A continuación hai que razoar se o ácido ou base é forte ou débil, pois se é forte ionízase por completo

¹ En realidade "p" debe entenderse como un operador matemático que equivale a "-log" e así $pK_a = -\log(k_a)$ ou $pK_b = -\log(k_b)$.

e se é débil non. O HCl é forte, logo ionízase por completo: $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}^+$. Isto significa que todo o HCl desaparece para ionizarse; como cada mol de HCl dá un mol de Cl^- e un mol de H^+ , os 0,02 mol/L que temos, darán 0,02 mol/L de Cl^- e de H^+ :



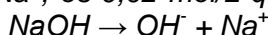
$$[\text{Inicial}]: \quad 0,02 \quad 0 \quad 0$$

$$[\text{Final}]: \quad 0 \quad 0,02 \quad 0,02$$

$$[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,02 \text{ M}, \text{ entón: } \text{pH} = -\log 0,02 \Rightarrow \text{pH} = 1,7$$

$$\text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 1,7 = 12,3.$$

b) O NaOH é forte, logo ionízase por completo: $\text{NaOH} \rightarrow \text{OH}^- + \text{Na}^+$. Isto significa que todo o NaOH desaparece para ionizarse; como cada mol de NaOH dá un mol de OH^- e un mol de Na^+ , os 0,02 mol/L que temos, darán 0,02 mol/L de OH^- e de Na^+ :



$$[\text{Inicial}]: \quad 0,02 \quad 0 \quad 0$$

$$[\text{Final}]: \quad 0 \quad 0,02 \quad 0,02$$

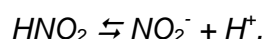
$$[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,02 \text{ M}, \text{ entón: } \text{pOH} = -\log 0,02 \Rightarrow \text{pOH} = 1,7$$

$$\text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1,7 = 12,3.$$

Exemplo 5: Calcular as concentracións de $[\text{H}^+]$, $[\text{NO}_2^-]$ e $[\text{HNO}_2]$, o pH, o pOH e o grao de ionización, nunha disolución 0,0200 M do ácido, se $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$.

Solución: O ácido nitroso non é forte, por conseguinte alcanzará un equilibrio cos seus ións: $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}^+$.

Para estudar o equilibrio deberíamos facer unha táboa coas concentracións iniciais, as que reaccionan e as finais, pero como imos a considerar unicamente especies monopróticas e monobásicas, as concentracións de “reacción” de todas as especies van a ser X (é dicir, desaparecen X mol/L do ácido para dar X mol/L de protóns e X mol/L do anián), por ser todos os coeficientes estequiométricos iguais a 1, polo que podemos simplificar a táboa prescindindo da fila de “reaccionan”:



Aplicando a expresión de K_a :

$$[\text{Inicial}]: \quad 0,0200 \quad 0 \quad 0 \quad K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]} \text{ obtemos:}$$

$$[\text{Final}]: \quad 0,0200-X \quad X \quad X \quad 4,5 \cdot 10^{-4} = X \cdot X / (0,0200-X) \text{ logo:}$$

$$X^2 = 4,5 \cdot 10^{-4} \cdot (0,0200-X) \Rightarrow X^2 + 4,5 \cdot 10^{-4}X - 9 \cdot 10^{-6} = 0 \Rightarrow X = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$X = [\text{H}^+] = [\text{NO}_2^-] = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \quad [\text{HNO}_2] = 0,0200 - X = 0,0200 - 2,8 \cdot 10^{-3} = 0,0172 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,8 \cdot 10^{-3}) = 2,6; \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2,6 = 11,4.$$

$$\alpha = X/C_0 \Rightarrow \alpha = 2,8 \cdot 10^{-3} / 0,0200 = 0,14 \Rightarrow \alpha = 14\%.$$

Exemplo 6: Calcula a $[\text{NH}_4^+]$, $[\text{OH}^-]$ e $[\text{NH}_3]$, o pH, o pOH e o grao de ionización, nunha disolución 0,201 M de amoníaco se $K_b = 1,81 \cdot 10^{-5}$.

Solución: O amoníaco, ou hidróxido amónico disolto en auga ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$), non é forte, por conseguinte alcanzará un equilibrio cos seus ións: $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$.

Utilizando a táboa simplificada, como no exercicio anterior:



Aplicando a expresión de K_b :

[Inicial]:	0,201	0	0	$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$ obtemos:
[Final]:	0,201-X	X	X	

$1,81 \cdot 10^{-5} = X \cdot X / (0,201 - X)$ logo:

$X^2 = 1,81 \cdot 10^{-5} \cdot (0,201 - X)$ A partir de aquí imos resolver o exercicio de dúas maneiras:

a) Da maneira habitual, resolvendo a ecuación como no exercicio anterior $\Rightarrow X^2 + 1,81 \cdot 10^{-5}X - 3,638 \cdot 10^{-6} = 0 \Rightarrow X = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

b) Desprezando o valor de X que resta a C_0 , porque cando a constante de equilibrio é menor que 10^{-4} (10^{-5} , 10^{-6} ...) a ionización é tan pequena ou, o que é o mesmo, o equilibrio está tan desprazado á esquerda, que practicamente C_0 non cambia e, polo tanto, $0,201 - X \approx 0,201$. Así a nosa ecuación convértese en:

$X^2 = 1,81 \cdot 10^{-5} \cdot 0,201$ de resolución inmediata: $X = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Así pois, en calquera equilibrio, **cando a constante de equilibrio é menor que 10^{-4} (10^{-5} , 10^{-6} ...), podes facer a simplificación $C_0 - X \approx C_0$.**

$X = [\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4\text{OH}] = 0,201 - X = 0,199 \text{ M}$

$\text{pOH} = -\log(1,90 \cdot 10^{-3}) = 2,72 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,28$

$\alpha = X/C_0 \Rightarrow \alpha = 1,90 \cdot 10^{-3} / 0,201 = 0,0095 \Rightarrow \alpha = 0,95\%$.

Exemplo 7: Queremos preparar unha disolución de ácido hipocloroso ($K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$) de pH 4,11. Cal debe ser a concentración da disolución?

Solución: $\text{pH} = 4,11 \Rightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,11 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,11} = 7,76 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

Substituíndo na táboa simplificada e aplicando a expresión de K_a :



[Inicial]:	C_0	0	0	$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}^+]}{[\text{HClO}]}$ danos:
[Final]:	$C_0 - 7,76 \cdot 10^{-5}$	$7,76 \cdot 10^{-5}$	$7,76 \cdot 10^{-5}$	

$$3,2 \cdot 10^{-8} = \frac{(7,76 \cdot 10^{-5})^2}{C_0 - 7,76 \cdot 10^{-5}}$$

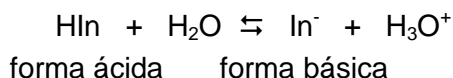
Como a constante de equilibrio é moi pequena ($< 10^{-4}$), a ionización do ácido é moi feble e podemos considerar desprezable o que se ioniza respecto da concentración inicial ($C_0 - 7,76 \cdot 10^{-5} \approx C_0$), polo tanto:

$$3,2 \cdot 10^{-8} \cdot C_0 = (7,76 \cdot 10^{-5})^2 \Rightarrow C_0 = 0,19 \text{ M}$$

4.1. Medida de pH. Indicadores.

O pH mídese con gran exactitude e rapidez con aparatos chamados pHmetros (pehachímetros); de xeito aproximado con indicadores.

Os indicadores son ácidos ou bases débiles, normalmente de natureza orgánica, que presenta distinta cor na forma molecular e na forma ión conxugado:



A aplicación dun indicador depende do seu intervalo de viraxe que é a zona de pH en que o indicador cambia de cor. A táboa que acompaña este apartado mostra o intervalo de viraxe e as cores dalgunhs indicadores.

Indicador	Cor ácida	Cor básica	Intervalo viraxe
Violeta de metilo	Amarela	Violeta	0,0 – 2,0
Amarelo de metilo	Vermella	Amarela	2,0 – 4,0
Vermello de metilo	Vermella	Amarela	4,2 – 6,3
Tornasol	Vermella	Azul	6,0 – 8,0
Fenolftaleína	Incolora	Rosada	8,0 – 9,5
Timolftaleína	Incolora	Azul	9,3 – 10,5
Amarelo de alizarina-R	Amarela	Violeta	10,0 – 12,1

P. ex, a fenolftaleína ten por intervalo de viraxe 8,0 – 9,5, o que significa que a pH inferior a 8 será incolora e a pH superior a 9,5 terá cor rosada.

Hai mesturas de indicadores que permiten abarcar un intervalo de pH grande. Tamén se fabrica papel indicador universal, como o da figura, que é unha tira de papel impregnada dunha mestura de indicadores e que presenta distintas cores a distintos pH.



Coñecer o valor do pH é fundamental na maioría dos procesos industriais porque moitos só teñen lugar a un pH determinado. Pero tamén na agricultura é moi importante coñecer o pH do solo porque certos cultivos danse mellor en solos lixeiramente ácidos (habituais en sitios onde chove moito), mentres outros en solos lixeiramente básicos (habituais en sitios áridos). Como curiosidade, as hortensias son de cor azul en solos ácidos e de cor rosa en solos básicos.

5.- Reaccións de neutralización. Valoracións ácido-base.

Cando un ácido reacciona cunha base prodúcese unha reacción que se chama **NEUTRALIZACIÓN**, na que se forma auga ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$) e unha sal, que normalmente é soluble polo que queda dissociada no aniión do ácido e no catión da base:



Tódalas reaccións de neutralización son análogas o que queda probado porque a entalpía de neutralización é practicamente constante ($\Delta H^\circ = -13,6 \text{ kcal/mol}$), sexa cal sexa a parella ácido - base empregada.

Saber que un ácido neutraliza a unha base e viceversa, pode resultarche moi útil. Así, se por accidente salpicas algo cun ácido concentrado (como o sulfúrico que

teñen as baterías dos coches, que é moi corrosivo) debes neutralizalo o máis axiña posible cunha substancia básica como o bicarbonato sódico, ou lixivia moi diluída, e lavar con moita auga. Ao revés se é unha base a responsable da salpicadura, como a lixivia concentrada, deberás usar un ácido como vinagre diluído e lavar con moita auga. Incluso pode axudarche se che pica unha abella ou unha avés; a abella ten unha picadura ácida que poderás neutralizar con amoníaco diluído ou bicarbonato de sodio, sen embargo a avés ten picadura básica que deberás neutralizar con vinagre diluído ou zume de limón.

Imos a ver como varía o pH ó longo dun proceso de neutralización dun ácido forte cunha base forte: HCl con NaOH. Supón que nun recipiente introducimos 25 ml de HCl 0,1 M e pouco a pouco imos engadindo NaOH 0,1 M: 0, 10, 20, 25, 30, 40 e 50 ml. Na táboa seguinte resumimos os cálculos correspondentes, dos que pomos como exemplo os que corresponden a engadir 20 ml de NaOH:

25 ml de HCl 0,1 M supoñen que hai ($M = n/V \Rightarrow n = M \cdot V$) 2,5 mmol (milimoles porque tomei o volume en ml) de HCl. Como o HCl é un ácido forte, está totalmente dissociado ($\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$), logo temos 2,5 mmol de H^+ e de Cl^- .

20 ml de NaOH 0,1 M supoñen que hai ($M = n/V \Rightarrow n = M \cdot V$) 2,0 mmol de NaOH. Como o NaOH é unha base forte, está totalmente dissociada ($\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$), logo temos 2,0 mmol de Na^+ e de OH^- .

Os H^+ reaccionarán cos OH^- dando auga ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$), logo 2,0 mmol de OH^- reaccionarán con outros 2,0 mmol de H^+ e sobrarán 0,5 mmol de H^+ .

Polo tanto ($M = n/V$): $[\text{H}^+] = 0,5 \text{ mmol} / (25+20) \text{ ml} = 0,011 \text{ M}$

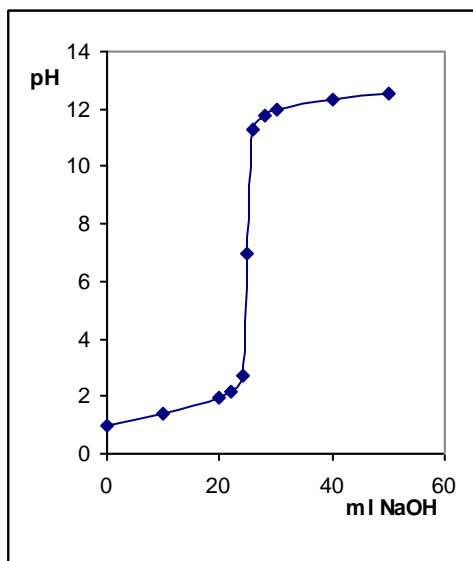
$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,011 = 9 \cdot 10^{-13} \text{ M}$

De xeito análogo podes facer os demais casos. Agora ben, cando se engaden 25 ml, **punto de equivalencia** (igual número de moles de H^+ que de OH^-), prodúcese a neutralización polo que nese momento parecería que a $[\text{H}^+]$ é cero; sen embargo hai que ter en conta que a auga sempre está, aínda que moi debilmente, ionizada. Por iso nese momento a $[\text{H}^+]$ será a que corresponde á auga, é dicir, 10^{-7} M .

Cubrinto, entón, a táboa obtemos:

ml NaOH	mmol NaOH	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH
0	0	0,1	10^{-13}	1
10	1	0,043		1,37
20	2	0,011	$9 \cdot 10^{-13}$	1,95
25	2,5	10^{-7}	10^{-7}	7
30	3	$1,1 \cdot 10^{-12}$	$9,1 \cdot 10^{-3}$	11,96
40	4	$4,33 \cdot 10^{-13}$	0,023	12,36
50	5	$3 \cdot 10^{-13}$	0,033	12,52

Se representamos a variación do pH fronte ó volume engadido de NaOH, obtemos unha gráfica como a da figura, na que podemos apreciar que no punto de equivalencia se produce un salto moi grande no valor do pH. Este salto permite que se poidan utilizar os indicadores para saber cando se produce a neutralización.



Así, observando a gráfica e a táboa de indicadores da páx. 9, podes apreciar que polo intervalo de viraxe, tanto o vermello de metilo, como o tornasol ou a fenolftaleína, poderían ser usados para coñecer o punto de equivalencia; sen embargo o violeta de metilo non serviría.

Dado que os indicadores permiten determinar o punto de equivalencia, este proceso pode utilizarse para calcular a concentración dun ácido, cando coñecemos a dunha base e viceversa, recibindo o

procedemento o nome de **valoración ácido – base**. Se se valora un ácido recibe o nome específico de acidimetría e se se valora unha base, alcalimetría.

A valoración é unha técnica analítica que pertence ó grupo das **volumetrías** (en particular, volumetrías de neutralización; en temas próximos verás volumetrías red-ox), porque os cálculos se realizan a partir de medidas de volumes. Ao final do tema tes unha práctica sobre como se realiza.

Exemplo 8: 100 ml dunha disolución de ácido sulfúrico neutralízanse con 25 ml dunha disolución 2 M de hidróxido de aluminio. Cal é a concentración do ácido sulfúrico?

Solución: A reacción é: $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{Al}^{3+} + 6\text{H}_2\text{O}$

Segundo a estequiometría: $n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 2 = n[\text{Al}(\text{OH})_3] \cdot 3$. Como $n = M \cdot V \Rightarrow$
 $100 \text{ ml} \times M_a \times 2 = 25 \text{ ml} \times 2 \times 3$, de onde: $M_a = 150/200 = 0,75 \text{ M}$

6.- Reaccións de hidrólise de sales.

A hidrólise é a reacción inversa da neutralización, é dicir, a **reacción dunha sal coa auga**. Dependendo da forza dos ácidos ou bases correspondentes, obteremos disolucións ácidas, básicas ou neutras. Só é apreciable cando estes ións proceden dun ácido ou unha base débil.

6.1. Hidrólise dunha sal procedente de ácido forte e base forte.

Consideremos, p. ex, o cloruro sódico (NaCl). Cando disolvemos o NaCl en auga, disóciase nos seus ións: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$.

O ión sódico é un ácido débil porque provén do hidróxido sódico, que é unha base forte, polo que non é capaz de reaccionar coa auga e desprazar á dereita o equilibrio $\text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaOH} + \text{H}_3\text{O}^+$

Outro tanto ocorre co ión Cl^- , que é unha base débil porque provén do ácido clorhídrico, que é un ácido forte, e non é capaz de reaccionar coa auga e desprazar á dereita o equilibrio $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{OH}^-$

Así pois, a hidrólise dunha sal que proveña de ácido e base fortes dará unha **disolución neutra**.

6.2. Hidrólise dunha sal procedente de ácido débil e base forte.

Consideremos, p. ex, a hidrólise do acetato sódico ($\text{NaCH}_3\text{-COO}$). Ao disolver o $\text{NaCH}_3\text{-COO}$ en auga, disóciase nos seus ións: $\text{NaCH}_3\text{-COO} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{-COO}^-$.

Xa vimos que o Na^+ é un ácido débil porque provén do hidróxido sódico, que é unha base forte, polo que non é capaz de reaccionar coa auga.

Sen embargo o ión acetato é unha base forte porque provén dun ácido débil –o ácido acético– e será capaz de reaccionar coa auga segundo o proceso indicado: $\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{OH}^-$ no que se forman ións hidróxido e, por conseguinte, obtense unha **disolución básica**.

6.3. Hidrólise dunha sal procedente de ácido forte e base débil.

Consideremos, p. ex, a hidrólise do cloruro amónico (NH_4Cl). Cando se dissolve o NH_4Cl en auga, disóciase nos seus ións: $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$.

Xa vimos que o Cl^- é unha base débil porque provén do ácido clorhídrico, que é un ácido forte, e non é capaz de reaccionar coa auga

O ion NH_4^+ , sen embargo, é un ácido forte porque provén dunha base débil –o hidróxido amónico– e será capaz de reaccionar coa auga segundo o proceso indicado $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ no que se forman ións hidronio e, polo tanto, obtense unha **disolución ácida**.

6.4. Hidrólise dunha sal procedente de ácido débil e base débil.

Consideremos, p. ex, a hidrólise do cianuro amónico (NH_4CN). Ao disolver o NH_4CN en auga, disóciase nos seus ións: $\text{NH}_4\text{CN} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{CN}^-$.

Neste caso, tanto o catión NH_4^+ como o aniión CN^- son fortes, porque veñen de base e ácido débiles, respectivamente. Polo tanto, ámbolos dous van reaccionar coa auga: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$.

Aquí obtemos tanto H_3O^+ como OH^- , polo que o resultado pode ser unha disolución ácida, básica ou neutra. Para coñecer a condición final teremos en conta, por unha banda, as conclusións dos apartados 6.2 e 6.3, e, por outra banda, os valores da K_a e K_b correspondentes.

Dos apartados 6.2 e 6.3 deducimos que o carácter ácido ou básico da disolución depende de quen sexa forte: ácido débil e base forte dan disolución básica; ácido forte e base débil dan disolución ácida.

A K_b do amoníaco é $1,8 \cdot 10^{-5}$ e a K_a do ácido cianhídrico é $4,9 \cdot 10^{-10}$. Logo o amoníaco, como base, é moito máis forte que o cianhídrico como ácido ($K_b \gg K_a$). Entón, segundo vimos no parágrafo anterior, a disolución será básica.

Resumindo: Se K_a do ácido $> K_b$ da base \Rightarrow disolución ácida.

Se K_a do ácido $< K_b$ da base \Rightarrow disolución básica.

Se K_a do ácido $\approx K_b$ da base \Rightarrow disolución neutra.

6.5. Cálculos en hidrólises.

Para realizar cálculos nas hidrólises de sales, deberemos ter en conta que no equilibrio que forma o ácido/base conxugada, a constante de equilibrio é $K_H = K_W/K_a$ ou $K_H = K_W/K_b$ como veremos no seguinte exemplo.

Exemplo 9: Sabendo que $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$, calcular o pH e o grao de hidrólise dunha disolución acuosa de cianuro sódico 0,01 M.

Solución: O NaCN é soluble polo que se ioniza por completo $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$ de xeito que 0,01 mol/l convértese en 0,01 mol/l de Na^+ e CN^- .

O CN^- por ser un aniión procedente dun ácido débil, é unha base forte que interaccionará coa auga segundo: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ e a constante de

equilibrio será $K_H = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$. Para calcular esta constante teremos en

conta que na ionización do ácido $\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$ $K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCN}]}$

e que $K_W = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$, porque se facemos $\frac{K_W}{K_a} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{\frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCN}]}} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = K_H$ obtemos o valor de K_H .

Substituíndo na táboa simplificada e aplicando a expresión de K_H :

Hidrólise: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ $\frac{10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-10}} = \frac{X \cdot X}{0,01 - X} \Rightarrow$
[Inicial] 0,01 0 0 $2,5 \cdot 10^{-5} = X^2 / (0,01 - X)$
[Equilibrio] 0,01-X X X Como a constante é
menor que 10^{-4} , podemos simplificar $(0,01 - X) \approx 0,01 \Rightarrow X = 5,0 \cdot 10^{-4}$ M.

$$\text{pOH} = -\log(5,0 \cdot 10^{-4}) = 3,3 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10,7$$

$$\alpha = X/C_0 = X = 5,0 \cdot 10^{-4} / 0,01 = 5,0 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \alpha = 5\%$$

7.- Disolucións reguladoras, amortecedoras ou tampón.

Reciben o nome de **disolucións reguladoras**, buffer, amortecedoras ou tampón, as disolucións **formadas por un ácido débil e unha das súas sales**, (ácido acético e acetato sódico) ou ben **por unha base débil e unha das súas sales**, (amoníaco e cloruro amónico). O seu nome ven de que **son capaces de manter o pH despois de engadirlles pequenas cantidades tanto de ácido como de base**.

Vexamos como funcionan, tomando como referencia o primeiro exemplo citado: ácido acético e acetato sódico. O acetato sódico é soluble, polo que se disocia por completo ($\text{NaCH}_3\text{COO} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$); o ácido acético é débil, polo que está parcialmente ionizado ($\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$), pero ademais moi pouco, porque o equilibrio está desprazado á esquerda debido á presenza dos acetatos proporcionados pola sal (Le-Chatelier: se aumentamos a concentración dunha substancia o equilibrio desprázase para consumila). Se engadimos agora un ácido, aumentamos a $[\text{H}^+]$, polo que o equilibrio se desprazará á esquerda para consumilos, o que non será problema algún, dado o exceso de acetatos proporcionados pola sal, e o pH non cambiará. Se engadimos unha base, os seus OH^- neutralizarán H^+ e o

equilibrio desprazarase á dereita para producir máis, o que non será problema porque, como dixemos, o ácido estaba moi pouco ionizado, e o pH non cambiará.

De xeito análogo poderíamos razoar se a disolución estivese formada por unha base débil e unha das súas sales.

As disolucións reguladoras teñen grande importancia tanto na química industrial, como na bioquímica. Así o pH do noso sangue debe manterse aproximadamente en 7,5, se baixa a 7,1 pode producirse un estado de coma e se chega a 6,9 pode producirse a morte.

8.- Importancia dos ácidos e bases.

A industria química emprega grandes cantidades de ácidos e bases. Nas FAQ's que acompañan a este tema tes información sobre os principais ácidos e bases de interese industrial e sobre a denominada chuvia ácida, de efectos danos no medio.

9.- Prácticas

9.1. pH de disolucións acuosas de ácidos, bases e sales.

Mediante papel indicador universal, ou mellor un pHmetro, poderás comprobalo pH de diferentes disolucións. É interesante que comprendas a utilidade do concepto de pH, ($\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$) que simplemente é un número que nos indica que por debaixo de 7 a disolución ten carácter ácido e por enriba carácter básico. En realidade, un número moi baixo indica un valor alto da concentración de hidroxenións e un alto un valor baixo da mesma. Ao mesmo tempo vas a comprobar que un ácido máis forte dará un pH máis ácido e unha base máis forte un pH máis básico, así como o pH que corresponde á hidrólise de sales de ácidos fortes e bases débiles...

Material e reactivos

Pousatubos	Ácido clorhídrico 0,1 M (1)
Papel indicador universal ou	Ácido acético 0,1 M (2,9)
pHmetro	Cloruro amónico 0,1 M (5,1)
Tubos de ensaio	Cloruro sódico 0,1 M (7)
Variña de vidro	Acetato sódico 0,1 M (8,9)
Vidro de reloxo	Hidróxido amónico 0,1 M (11,1)
	Hidróxido sódico 0,1 M (13)

Procedemento

Preparamos disolucións, procurando que teñan a mesma concentración, de diversos ácidos, bases e sales, por exemplo ácido clorhídrico, ácido acético, cloruro de amonio, cloruro de sodio, acetato de sodio, hidróxido de amonio, hidróxido de sodio... e introducímolos en tubos de ensaio, que previamente etiquetamos, para non confundirnos. A continuación podemos operar de dúas maneiras:

- 1) Con papel indicador universal: Sobre un vidro de reloxo invertido colocamos tantos anaquiños de papel indicador como disolucións teñamos preparadas. Introducimos unha variña de vidro no primeiro dos tubos, mollámola na disolución e logo con ela mollamos un dos anaquiños de papel, comparámo-la cor que adquire coa escala de cores que acompaña ao papel indicador e anotámo-lo pH. Tras lavar ben a variña con auga destilada ou desionizada imos repetindo a operación coas outras disolucións.
- 2) Cun pHmetro: Ims introducindo o electrodo en cada unha das disolucións e anotando o pH que marca. Debemos te-la precaución de lava-lo electrodo con auga destilada ou desionizada despois de que o usemos con cada disolución, para que non se contamine a seguinte.

Se puideses aplica-los dous métodos, poderías comparar os resultados obtidos, para observa-la diferencia entre unha determinación na que se usa un método aproximado e outra cun máis preciso.

Se colocas os reactivos na orde que che indico, comezarías cun ácido forte, seguirías cun débil, logo cunha sal de ácido forte e base débil... ata rematar cunha base forte, polo tanto o pH vai ir aumentando. Se realizas os cálculos teóricos do pH de cada disolución debes obte-los valores indicados entre parénteses, ao lado de cada un, na relación de reactivos.

Tamén che recordo que en vez de ácido clorhídrico podes usar calquera outro ácido forte (nítrico, bromhídrico...), en vez de cloruros poderías usar nitratos, bromuros... en vez de hidróxido sódico o potásico, en vez de ácido acético outro débil (nitroso, cloroso...) e, polo tanto, en vez de acetatos poderías usar nitritos, cloritos...

9.2. Valoración cualitativa do carácter regulador dunha disolución

Unha disolución reguladora é aquela que presenta a propiedade de manter o valor do pH cando se lle engade un ácido ou unha base. Poden estar formadas por un ácido débil e unha das súas sales de base forte (ácido acético e acetato de sodio), ou por unha base débil e unha das súas sales de ácido forte (amoníaco e cloruro amónico).

Material e reactivos

Contagotas ou pipeta Pasteur	Ácido clorhídrico 0,1 M
Pousatubos	Ácido acético 0,1 M
Papel indicador universal ou	Acetato de sodio 0,1 M
pHmetro	Hidróxido de sodio 0,1 M
Pipeta de 5 ml	
Tubos de ensaio	
Variña de vidro	
Vidro de reloxo	

Procedemento

En dous tubos de ensaio botamos 10 ml de auga destilada ou desionizada e numerámoslos como 1 e 3.

Nun tubo de ensaio mesturamos 5 mL de ácido acético con 5 mL de acetato, co que teremos preparada a disolución reguladora. Repetimos o mesmo en outro tubo de ensaio e numerámoslos como 2 e 4.

Medimos o pH do tubo 1 (co indicador universal ou o pHmetro seguindo o procedemento da práctica anterior) e anotámolo. A continuación engadimos dúas gotas de disolución de clorhídrico a ese tubo e medimos de novo o pH.

Facemos o mesmo co tubo 2. Medímo-lo pH e anotámolo e a continuación engadimos dúas gotas de disolución de clorhídrico a ese tubo e medimos de novo o pH.

Compara a variación do pH no tubo 1 coa variación de pH no tubo 2.

Repita tódolos pasos cos tubos 3 e 4 pero usando a disolución de sosa en vez do clorhídrico..

9.3. Valoración dun ácido forte cunha base forte.

Valorar un ácido consiste en calcula-la súa concentración a partir da concentración coñecida dunha base e a cantidade desta que reacciona cunha determinada cantidade de ácido. Da mesma maneira valorar unha base consiste en determina-la súa concentración a partir da dun ácido xa coñecida. Este tipo de valoracións coñécense como volumetrías de neutralización.

O problema reside en saber cando finaliza a reacción. Para resolvelo axudámonos dun indicador que é unha substancia que por debaixo dun pH determinado presentará unha cor e por enriba presentará outra. Como se indica no esquema adxunto coa bureta engádese gota a gota o reactivo sobre o Erlenmeyer ata que se produce o cambio de cor.

As valoracións ácido-base teñen o seu fundamento no cambio brusco da concentración de ións H_3O^+ que se produce no punto de equivalencia.

Material e reactivos

Bureta	Disolución de HCl problema
Contagotas ou pipeta Pasteur	Disolución de NaOH de concentración coñecida
Matraz Erlenmeyer	Alaranxado de metilo
Pipeta	
Soporte e pinzas	

Procedemento

Mídese de forma precisa (cunha pipeta) o volume do ácido que queremos valorar e poñémolo nun Erlenmeyer ó que lle engadimos unhas pingas de fenolftaleína. Nunha bureta poñémo-la base de concentración coñecida, que imos empregar como axente valorante (reactivo). Engadimos lentamente o reactivo sobre o ácido ata que o indicador cambia de cor. Anotámo-lo volume gastado.

Repetimos tres ou catro veces a experiencia e tomamos como volume gastado a media aritmética dos tres ou catro valores obtidos.

Cálculos

A ecuación química correspondente ó proceso é: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Segundo a estequiometría da reacción: *nº de moles de ácido = nº de moles de base*

$$n_A = n_B \Rightarrow V_A \cdot M_A = V_B \cdot M_B \quad (1)$$

Na ecuación (1) coñecidos os dous volumes e unha das molaridades podemos despxela outra.

