

ACIDOS E BASES

INTRODUCCIÓN HISTORICA AO CONCEPTO DE ÁCIDO BASE

Características ácidos:

- Reaccionan con algúns metais disolvéndoos e desprendendo burbullas.
- Dá unha coloración característica cos indicadores, por exemplo, vermello co tornasol.
- As súas disolucións diluídas teñen sabor ácido.
- As disolucións concentradas destrúe os tecidos vivos e materia orgánica.
- Ataca a mármore e outras rochas carbonatadas producindo efervescencia.
- Reaccionan coas bases perdendo as súas propiedades.

Características bases:

- Produce precipitados nas disolucións dalgúns sales como os magnesio.
- Dá unha coloración característica cos indicadores, por exemplo, azul co tornasol.
- As súas disolucións diluídas teñen sabor amargo.
- Reacciona coa graxa para producir xabón.
- En disolución concentrada é cáustica, atacando os tecidos vivos e a materia orgánica.
- Reaccionan cos ácidos perdendo as súas propiedades.

Ácido + base → sal + auga

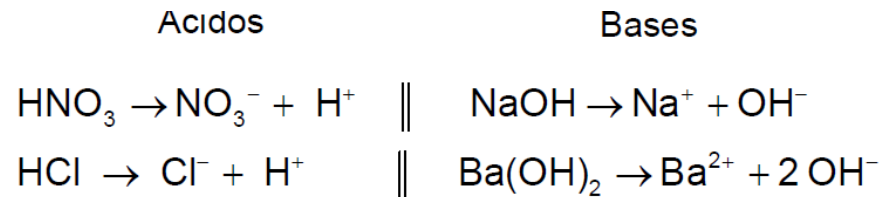
TEORÍAS

Segundo **Lavoisier** o que lle daba aos ácidos as súas características era a **presenza de osíxeno** na súa composición. Lavoisier só coñecía o que hoxe denominamos oxoácidos (HNO_3 , H_2SO_4 ...) e descoñecía a composición dos ácidos hidrácidos (HCl , HF ...).

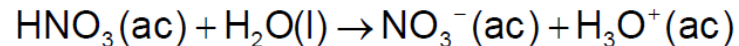
Humpry **Davy** demostrou que a teoría de Lavoisier era errónea ao demostrar que los ácidos hidrácidos carecen de osíxeno. Para Davy o verdadeiro "principio acidificante" era **o hidróxeno**.

Posteriormente **Liebig** definiu aos ácidos como **substancias que conteñen hidróxeno reemplazable por metais**.

Arrhenius definiu os ácidos como substancias que, en disolución acuosa, ionízanse para dar ións H^+ e bases como aquelas substancias que, en disolución acuosa, ionízanse para dar ións OH^-



Realmente o ión H^+ non existe como tal en disolución, xa que debido á súa reactividade incorpórase a unha molécula de auga formando o ión H_3O^+



Pódese, polo tanto, redefinir de forma máis actual **ácido** (segundo Arrhenius), como **unha substancia que en disolución acuosa desprende ións H_3O^+**

TEORÍAS

Arrhenius explica as reaccións de **neutralización** como reaccións entre os ións H^+ e OH^- para formar auga. Polo tanto nestas reaccións un ácido reaccionará cunha base para obter sal e auga.

Limitacións

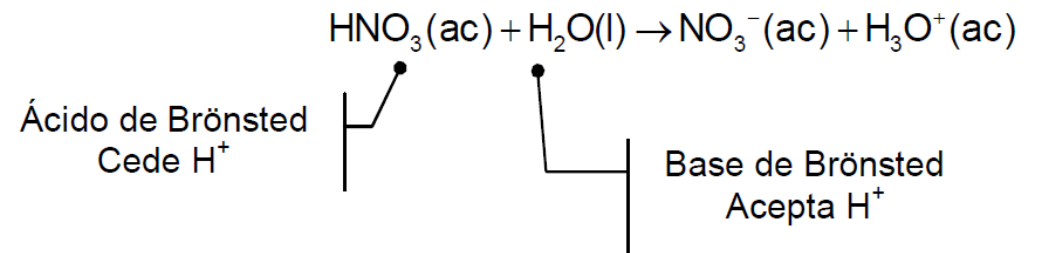
- Só considera substancias neutras, descartando os ións como ácidos ou bases.
- Só é aplicable en medio acuoso. Polo tanto, segundo esta teoría o cloruro de hidróxeno en disolución acuosa sería un ácido, pero non se podería explicar o seu comportamento si se disolvese en amoníaco.
- Non explica o carácter básico do amoníaco, carbonatos ...

Brönsted e **Lowry** propuxeron unha teoría máis ampla que a de Arrhenius, xa que é aplicable tamén a reaccións en disolucións non acuosas.

Ácido é toda substancia capaz de ceder H^+

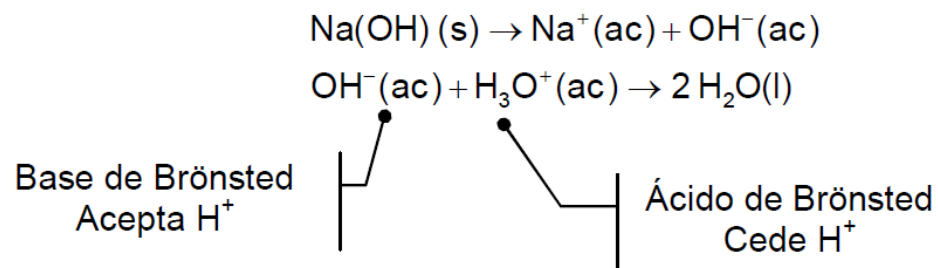
Base é toda substancia capaz de aceptar H^+

Segundo esta teoría as reaccións ácido-base son **reaccións de transferencia de H^+** , o que implica que unha especie que done e a outra acepte.

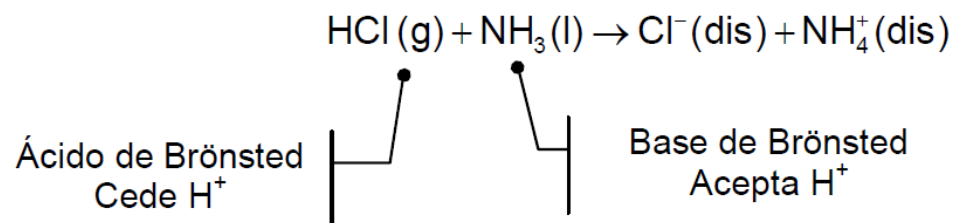


TEORÍAS

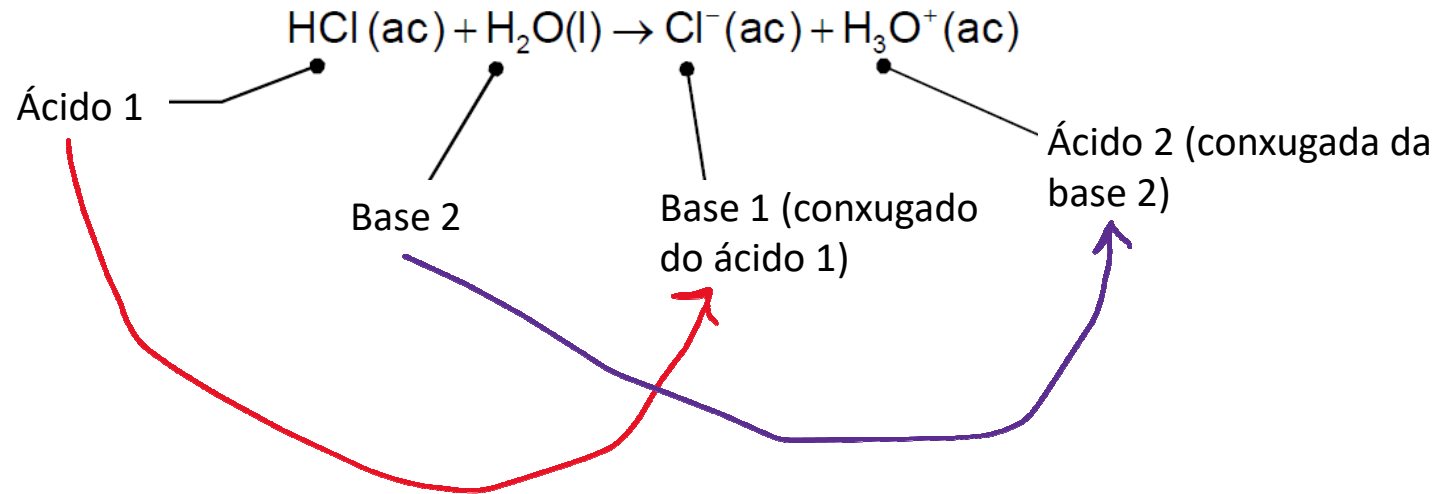
No caso dos hidróxidos o que actúa como unha base de Brönsted é ión hidroxilo, que se forma cando se dissolve en auga.



Nunha reacción en disolución non acuosa



TEORÍAS



Substancias **anfóteras** son aquelas que poden comportarse como ácidos ou bases dependendo da substancia á que se enfronten.

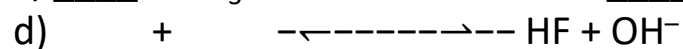
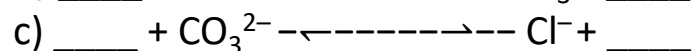
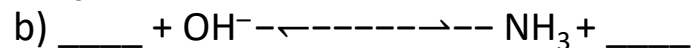
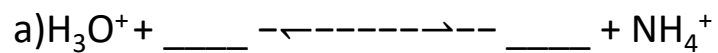
Lewis segundo á súa teoría un ácido sería aquela substancia capaz de aceptar un par de electróns (AlCl_3) e base sería aquela substancia capaz de ceder un par de electróns (NH_3)

ARRHENIUS	Ácidos	Liberan protón, H ⁺ , en disolución acuosa.	$\text{HCl (ac)} \rightarrow \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
	Bases	Liberan hidroxilos, OH ⁻ , en disolución acuosa.	$\text{Ba(OH)}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{OH}^-(\text{ac})$
	Neutralización	O protón do ácido e o hidróxido da base forman auga, xunto cunha sal.	$2\text{HCl(ac)} + \text{Ba(OH)}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{BaCl}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)}$
BRONSTED-LOWRY	Ácidos	Ceden protóns, H ⁺ , a unha base, converténdose na súa base conxugada.	$\text{HBr(ac)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Br}^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$
	Bases	Aceptan protóns, H ⁺ , dun ácido, converténdose no seu ácido conxugado.	$\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$
	Neutralización	O ácido cede un protón a unha base, formándose unha sal.	$\text{HBr(ac)} + \text{NH}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Br(ac)}$
LEWIS	Ácidos	Aceptan pares de electróns non enlazantes dunha base.	$\text{H}^+(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$
	Bases	Ceden pares de electróns non enlazantes a un ácido.	$\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac})$
	Neutralización	Forman un enlace covalente entre o ácido e a base.	$\text{CaO(s)} + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s})$

1. Indicar a base ou o ácido conxugado, en disolución acuosa, das seguintes especies e escribir en cada caso, a reacción ácido-base correspondente: a) CH_3COOH ; b) NH_3 ; c) Cl^- ; d) NO_2^- ; e) HF ; f) H_2CO_3 .

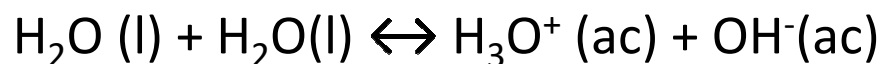
2. Escribir os equilibrios de disociación das seguintes especies, indicando as especies conxugadas e razonar si actúan como ácidos, bases ou anfóteros fronte a agua, segundo a teoría de Brønsted-Lowry: a) CO_3^{2-} ; b) HS^- ; c) OH^- ; d) HCN ; e) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$; f) HCO_3^- g) HCl ; h) NaOH .

3. Completa los equilibrios, indicando el nombre de las especies y sus pares conjugados.



4. Indicar razoadamente, segundo a teoría de Brønsted – Lowry, se as seguintes afirmacións son certas ou falsas: a) Un ácido e a súa base conxugada reaccionan entre si dando unha disolución neutra. b) Un ácido e a súa base conxugada difiren nun protón. Pon un exemplo. c) A base conxugada dun ácido forte é unha base forte. Pon un exemplo.

PRODUTO DE IÓNICO DA AUGA



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (\text{a } 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ Disolución neutra

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ Disolución ácida

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ Disolución básica

NOTACIÓN DO pH E DO pOH

Segundo o exposto no apartado anterior, coñecendo a concentración de H_3O^+ presentes nunha disolución acuosa poderemos saber se é ácida ou básica.

Para isto defínese o pH como o logaritmo negativo da concentración molar dos ións de H_3O^+

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Segundo isto, a 25 °C

pH = 7 Disolución neutra
pH < 7 Disolución ácida
pH > 7 Disolución básica

De forma análoga pode definirse o pOH

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

Pódese establecer unha relación entre o pH e o pOH a partir da K_w

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-] = -14$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

O pH mide a acidez dunha disolución en escala logarítmica. Polo que se unha disolución ten un pH unha unidade menor, é dez veces máis ácido, pero se o pH é tres unidades menor, a disolución sería mil veces máis ácida.

1. Clasificar segundo a súa acidez, de maior a menor, as seguintes disolucións:

- a) Disolución de pH 10;
- b) disolución de pOH 5;
- c) disolución con concentración de ións $\text{OH}^- 10^{-12} \text{ M}$;
- d) disolución con concentración de protóns 10^{-8} M .

2. Un vinagre comercial ten un pH de 2,4. Cal será a concentración de ións hidronio e ións hidroxilo a 25 °C. Será un composto ácido ou básico?

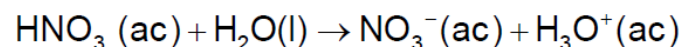
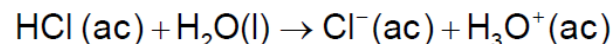
3. Contestar razoadamente: a) Cal é o pH de 100 mL de auga destilada? b) Cal sería o pH despois de engadirlle 0,05 mL de ácido clorhídrico 10 M? (a) 7; b) 2,3)

4. Deséxase preparar 2 L dunha disolución de ácido nítrico que posúa un pH = 1, partindo dun produto comercial que é do 69 % en peso e densidade 1,4 g/mL. Calcular o volume preciso do ácido comercial para realizar esta disolución. (13 mL)

5. O pH dunha disolución hidróxido de chumbo (II) é 9,9 a 25 °C. Calcular: a) solubilidade dese hidróxido a esa temperatura. b) O produto de solubilidade á mesma temperatura. (a) $3,95 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$; b) $2,5 \cdot 10^{-13}$)

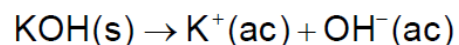
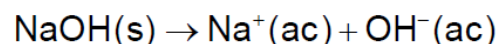
FORZA RELATIVA DE ÁCIDOS E BASES FRONTE Á AUGA

Denomínanse **ácidos fortes** os que se atopan **completamente ionizados**, un ácido é tanto máis forte canto maior sexa a súa capacidade para ceder protóns.



Estes ácidos son o **perclórico, permangánico, clórico, nítrico, sulfúrico, iodhídrico, bromhídrico e clorhídrico**.

Denomínanse **bases fortes** as que se atopan **totalmente ionizadas**, serán tanto máis fortes canto maior sexa a súa capacidade para aceptar protóns.

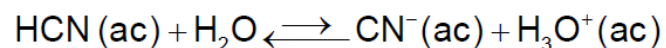
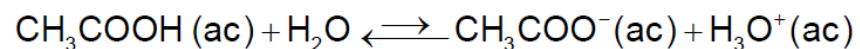


Os **hidróxidos dos metais alcalinos e alcalinotérreos** son exemplos de bases fortes.



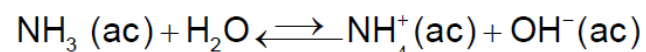
Tanto os ácidos como as bases fortes como están totalmente desprazados cara a dereita o valor do grao de ionización, α , é 1 e non se empregan valores de K_a e K_b , non se traballará con eles ao non haber equilibrio.

Os **ácidos débiles** son aqueles que non están completamente ionizados, establecéndose un **equilibrio** entre a parte dissociada (ións) e a parte molecular non dissociada.



A maioría dos ácidos orgánicos son débiles.

As **bases débiles non se atopan completamente ionizadas**



Son exemplos deste tipo o amoníaco ou a metilamina.

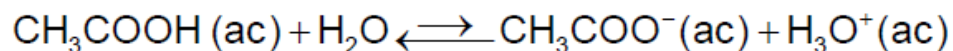
Tanto os ácidos como as bases débiles están parcialmente ionizados, polo tanto o valor de $\alpha < 1$, polo tanto terán valores medibles das constantes K_a ou K_b .



IMPORTANTE

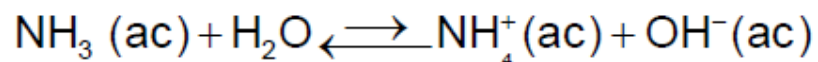
Considerando o dito anteriormente poderíase escribir para os equilíbrios ácido-base o cálculo das constantes

Constante dun ácido débil (Ka)



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

Constante dunha base débil (Kb)



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

As constantes darannos idea da fortaleza do ácido ou da base, xa que canto máis ionizados estean máis fortes serán. Polo tanto, **un ácido ou base será tanto máis forte canto máis elevada sexa a súa constante.**

A constante do equilibrio ácido-base non se define para especies fortes, xa que nestes casos ao non existir especie sen dissociar o valor de Ka ou de Kb é practicamente infinita.

1. O ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) é un bo conservante de alimentos xa que inhibe o desenvolvemento microbiano, sempre e cando o medio creado posúa un pH inferior a 5. Deducir mediante cálculos apropiados, se unha disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 0,06 M, é adecuada como líquido conservante.

Datos: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,5 \cdot 10^{-5}$

2. Téñense dúas disolucións 0,10 M, unha de hidróxido de sodio e outra de amoníaco. Calcular o pH de cada unha das disolucións. Dato: $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Se formulamos o equilibrio para a base conxugada (A^-) dun ácido HA:



Multiplicando esta constante pola do seu ácido conxugado

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


$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Unha disolución de ácido acético CH_3COOH ten unha concentración de 0.06 M. Sabendo que para o ácido acético $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$, calcular:

- a) pH da disolución.
- b) O grao de disociación do ácido acético.
- c) A concentración que debería ter unha disolución de ácido clorhídrico HCl para que o seu pH sexa o mesmo que o da disolución de ácido acético.

1. Dúas especies químicas AH e BH compórtanse como ácidos débiles fronte á auga con valores de K_a de 10^{-4} e 10^{-6} , respectivamente. a) Cal dos dous ácidos debe considerarse máis débil fronte á auga? b) Cales son as bases conxugadas destes ácidos? Cal delas se comportará como base máis forte fronte á auga? Razona e xustifica toda as respostas.

2. Calcula o pH e o grao de ionización dunha disolución acuosa de ácido acético 0,055 M. Que molaridade tería unha disolución de ácido clorhídrico para que o seu pH tivese o mesmo valor que o da disolución de ácido acético? Dato: $pK_a(\text{acético}) = 4,74$ (a) $pH = 3$; $\alpha = 0,018$; b) 10^{-3} M)

3. Calcula: a) A concentración molar; b) O pH dunha disolución de ácido etanoico cando se atopa dissociado nun 2,53 %.(a) 0,028 mol/L; b) 3,1

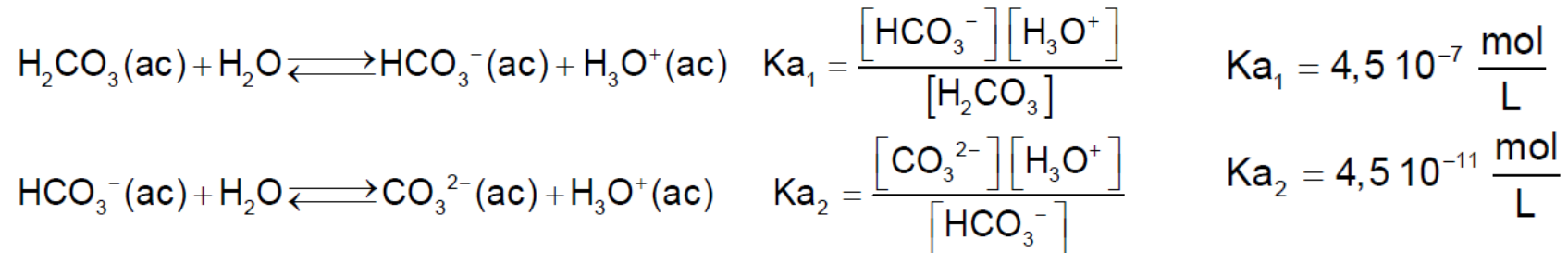
4. Disólvense na auga 11,2 L de $NH_3(g)$ medidos a 1 atm e $25^\circ C$, obténdose 1L de disolución: a) Acha a concentración de amoníaco en auga, b) Determinar a concentración de ións amonio e hidroxilo. c) Calcula o pH da disolución. Datos: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$
(a) 0,046 M; b) $2,9 \cdot 10^{-3}$ M; c) 11,5)

ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

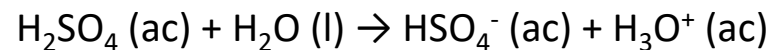
Existen ácidos que posúen máis de un hidróxeno, por exemplo o ácido acético que ten catro hidróxenos, pero só un con carácter ácido:



Outros ácidos que poden ceder máis de un protón, estes denomínanse polipróticos, non ceden dunha soa vez e coa mesma facilidade todos os protóns, senón que o fan de forma graduada e cada vez con máis dificultade, teñen tantas constantes de acidez como protóns poden ceder e cada vez serán menores.



Un caso especial é o ácido sulfúrico, que se trata dun ácido forte que se disocia por completo nun primeiro paso:



O anión bisulfato é un ácido máis débil e disóciase parcialmente:



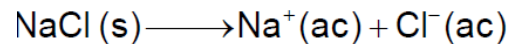
HIDRÓLISE DE SALES

A hidrólise é unha reacción ácido-base de Brønsted-Lowry dada por algún ión procedente dun sal, na que a auga actúa como ácido ou como base.

Cando se dissolve unha sal en auga os seus ións disóciáanse, se algún destes reacciona coa auga, cedendo ou captando protóns, dá lugar a unha reacción ácido-base e o pH resultante non será neutro.

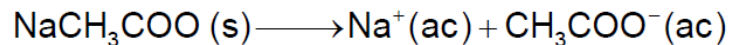
a) Sal de ácido forte e base forte

O ión procedente da base forte é un ácido moi débil e o procedente do ácido forte é unha base moi débil, polo tanto ningún deles reacciona coa auga. Este tipo de sales non se hidroliza, polo tanto o **pH será neutro**.



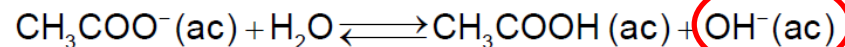
b) Sal de ácido débil e base forte

O ión procedente da base forte é un ácido moi débil que non reaccionará coa auga, mentres que o ión que procede do ácido débil será unha base relativamente forte, que reaccionará coa auga captando protóns dela, resultando un **pH básico**.



O Na^+ provén dunha base forte, polo tanto é un ácido moi débil e non reacciona coa auga.

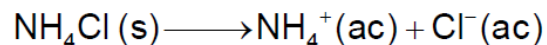
O CH_3COO^- procede dun ácido débil, polo tanto é unha base relativamente forte e reaccionará coa auga (reacción de hidrólise)



HIDRÓLISE DE SALES

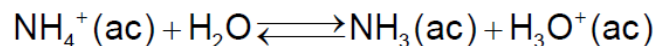
c) Sal de ácido forte e base débil

O ión procedente do ácido forte é unha base débil, polo tanto non reaccionará coa auga, mentres que o ión procedente da base débil será un ácido relativamente forte polo tanto reaccionará coa auga cedendo ións H^+ , resultando un **pH ácido**.



O Cl^- é unha base que procede dun ácido forte, polo tanto non ten tendencia a reaccionar coa auga, non sofre hidrólise.

O NH_4^+ é un ácido que procede dunha base débil NH_3 , polo tanto terá tendencia a ceder protóns na súa reacción coa auga (hidrólise)



d) Sal de ácido débil e base débil

Os dous ións hidrolízanse e o pH dependerá do tipo dos ións presentes, nestes casos é preciso comparar a forza relativa dos dous ións, comparando as súas constantes.

Se $K_a > K_b$, a hidrólise do catión prodúcese con maior intensidade que a do aniión, polo que se producirá maior concentración de ións oxonio e a **disolución será ácida**.

Se $K_a = K_b$, a hidrólise do catión prodúcese na mesma intensidade que a do aniión, non se altera o equilibrio iónico da auga e a **disolución será neutra**.

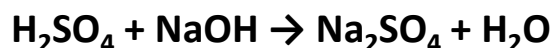
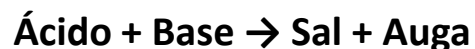
Se $K_a < K_b$, a hidrólise do aniión prodúcese con maior intensidade que a do catión, producirase maior concentración dos ións hidróxido e a **disolución será básica**.

1. Prepáranse disolucións acuosas das seguintes substancias: NaCl, NH_4NO_3 , NaCH_3COO : Indicando razoadamente o carácter ácido, básico ou neutro que presentan estas disolucións.
2. Razoar e xustificar, mediante os equilibrios correspondentes e sen realizar ningún tipo de cálculo numérico, se as disolucións acuosas dos seguintes compostos terán un carácter ácido, básico ou neutro: a) Cianuro de potasio. b) Nitrato de amonio [trioxonitrato (V) de amonio]. c) Acetato de amonio [etanoato de amonio]. Datos: K_a (ácido cinahídrico) = $5 \cdot 10^{-10}$; K_a (ácido etanoico) = $1,85 \cdot 10^{-5}$; K_b (amoníaco) = $1,77 \cdot 10^{-5}$.
3. Sexa AB a fórmula dunha sal soluble en auga. O proceso de disolución do sal represéntase segundo a seguinte reacción química: $\text{AB} \rightarrow \text{A}^+(\text{ac}) + \text{B}^-(\text{ac})$: a) De que tipo de ácido tería que proceder o anión para que a disolución teña un vañor de pH superior a 7? b) De que tipo de base tería que ser o catión para que a disolución teña un valor de pH inferior a 7?
4. Poñer un exemplo de: a) Un ácido débil que non conteña un átomo de osíxeno. b) Un sal que conteña un átomo de carbono e que ao disolvelo en auga dá un pH básico. c) Un ácido forte poliprótico. d) Un sal que conteña un catión con carga +1 e que dá carácter ácido as súas disolucións acuosas.
5. Ordenar de maior a menor acidez as seguintes disolucións acuosas da mesma concentración: acetato de sodio, ácido nítrico e cloruro de potasio. Xustificar as respostas,

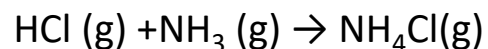
REACCIÓN ENTRE ÁCIDOS E BASES

A reacción entre un ácido e unha base denomínase reacción de **neutralización**, nesta anuláanse as características específicas do ácido coas da base.

De xeito cualitativo e para disolucións acuosas, os produtos dunha reacción de neutralización son sal e auga.



Non todas as reaccións seguen o mesmo esquema aínda que sempre haberá transferencia de protóns entre as dúas especies.



O pH despois dunha neutralización non sempre ten que ser neutro, xa que hai que ter en conta a hidrólise da sal resultante ou o exceso de algún dos reactivos. Só sería pH neutro no caso de que reaccionase un ácido forte cunha base forte e que non sobrase ningún dos reactivos.

1. 10 mL de hidróxido de potasio neutralízzanse con 35,4 mL dunha disolución 0,07 M de ácido sulfúrico. a) Escribir a reacción de neutralización. b) Cantos gramos de hidróxido de potasio hai nos 10 mL de disolución? c) Calcular a molaridade da base.

(Sol b) 0,28 g; c) 0,5 M)

2. Calcular: a) A molaridade dun ácido sulfúrico comercial do 98 % en peso e densidade 1,84 g/mL. b) Que volume o ácido anterior se necesita para preparar 100 mL de ácido sulfúrico do 20 % en peso e densidade 1,24 g/mL c) Que volume da disolución anterior se necesitará para neutralizar 1,2 g de hidróxido de sodio?

(Sol a) 18,4 M; b) 13,8 mL; c) 5,9 mL)

DISOLUCIÓNS REGULADORAS

O pH dunha disolución varía cando se engade disolvente ou ao agregar pequenas cantidades de ácido ou de base.

Para manter o pH practicamente constante empréganse disolucións **reguladoras (amortecedoras, tampón ou buffer)** son aquelas nas que o seu pH varía moi pouco cando se lle engaden cantidades moderadas de ácidos ou bases. Estas disolucións están **formadas por un ácido débil e un sal da súa base conxugada** (ácido acético e acetato de sodio) ou por unha **base débil e un sal do seu ácido conxugado** (amoníaco e cloruro de amonio), en concentracións relativamente altas.

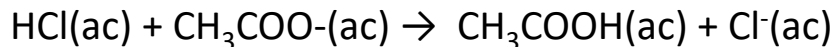
• Disolución reguladora formada por un ácido débil e unha sal dese ácido débil

A sal estará totalmente dissociada nos seus ións $\text{CH}_3\text{COONa (ac)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{(ac)} + \text{Na}^+ \text{(ac)}$

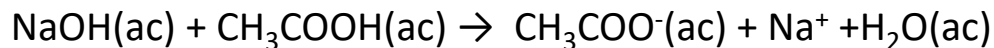
O equilibrio de disociación do ácido está regulado pola súa constante $\text{CH}_3\text{COOH (ac)} + \text{H}_2\text{O(l)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{(ac)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{(ac)}$

Mecanismo de regulación

Si se engade unha pequena cantidade de ácido forte á disolución reguladora, este reaccionará coa especie básica, que é o anión da sal. O resultado serña un aumento da concentración do ácido débil, apenas variará $[\text{H}_3\text{O}^+]$.



Si se engade unha pequena cantidade de base forte á disolución reguladora, esta reaccionará coa especie ácida e aumentará a concentración da sal, apenas variará $[\text{OH}^-]$



DISOLUCIÓNS REGULADORAS

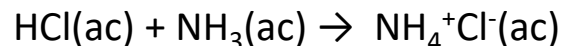
- **Disolución reguladora formada por unha base débil e unha sal desa base débil**

A sal estará totalmente dissociada nos seus ións $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{ac}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$

O equilibrio de disociación do ácido está regulado pola súa constante $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$

Mecanismo de regulación

Si se engade unha pequena cantidade de ácido forte á disolución reguladora, este reaccionará coa base. O resultado será un aumento da concentración do catión da sal, apenas variará $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

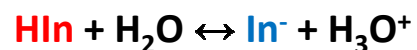


Si se engade unha pequena cantidade de base forte á disolución reguladora, esta reaccionará coa especie ácida, que é o catión da sal. O resultado será un aumento da concentración base débil, apenas variará $[\text{OH}^-]$



DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DO pH

Para determinar o pH poden empregarse aparellos denominados **pH-metro**, que dan valores de pH bastante exactos, tamén se poden calcular de forma aproximada empregando unhas substancias denominadas **indicadores**, estas substancias son ácidos ou bases débiles, que teñen distinta cor na súa forma ácida ou básica, polo tanto a cor dependerá do pH do medio.



Cor A **Cor B**

En disolución ácida a concentración de ións hidronio é alta , polo que o equilibrio estará desprazado cara a esquerda, predominando a cor A. En disolucións básicas a concentración de ións hidronio é baixa, o equilibrio estará desprazado cara a dereita e predominará a cor B. (Táboa 5-5; páx 248) (Táboa 6-5; páxina 262)

O **papel indicador** é unha mestura de varios indicadores que teñen como soporte unha tira de papel, polo tanto terá distintos cambios de cor dependendo do pH.

VOLUMETRÍAS ÁCIDO-BASE

As valoracións ou volumetrías ácido-base permiten coñecer a concentración dun ácido ou dunha base nunha disolución. Consisten en empregar unha disolución de concentración coñecida (disolución patrón) que se agrega lentamente, mediante unha bureta, a un volume coñecido da disolución da cal se quere coñecer a súa concentración ata que se neutralice por completo.

Denomínase **punto de equivalencia** ao momento final da neutralización, este punto pode determinarse porque nas inmediacións ocorre un cambio brusco de pH, e si se engade un indicador adecuado (de intervalo de viraxe comprendido entre os valores de pH do cambio brusco), producirase un cambio de cor nese punto.

O punto de equivalencia alcánzase cando *se igualan os equivalentes de ácido cos da base*.

número de equivalentes de ácido = número de equivalentes de base

Posto que os equivalentes calcúlanse multiplicando a normalidade polo volume:

$$N_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

VOLUMETRÍAS ÁCIDO-BASE

Determinación do punto de equivalencia

Valoración de ácidos ou bases fortes	Valoración de ácidos ou bases débiles
<p>Cando a concentración descoñecida é a de unha base ou un ácido forte, a reacción de neutralización conduce a unha sal neutra e o punto de equivalencia $\text{pH} = 7$.</p> <p>Un indicador como a fenolftaleína será adecuado, xa que o punto final da valoración estará suficientemente cerca do punto de equivalencia.</p>	<p>A pesares de que se produza unha reacción de neutralización, nestas valoracións o punto de equivalencia non se alcanzará no $\text{pH}=7$, xa que a sal sufrirá hidrólise.</p> <p>Na valoración de ácidos débiles, o punto final corresponde a un $\text{pH} > 7$, e na valoración de bases débiles, o punto final corresponde a $\text{pH} < 7$.</p>

CURVAS DE VALORACIÓN

Son gráficas que representan no eixo X o volume de disolución coñecida (de ácido ou de base) que se vai engadindo e no eixe Y o pH que vai resultando.

Exemplo: **Valoración dun ácido forte cunha base forte:**

Valóranse 50 cc de HCl 0,1 M (esta concentración non se coñece) con NaOH 0,1 M.

Ao principio (antes de engadir NaOH): $[H_3O^+]_{inicial} = 0,1 \text{ M}$ $pH_{inicial} = -\log 0,1 = 1$

Para calcular o pH que vai resultando a medida que imos engadindo disolución de NaOH procederáse da seguinte forma:

Ao engadir 30 cm³ de NaOH, que neutralizarán a 30 cm³ de HCl e quedan por neutralizar 20 cm³ de HCl.

Calculando os moles de HCl que quedan por neutralizar:

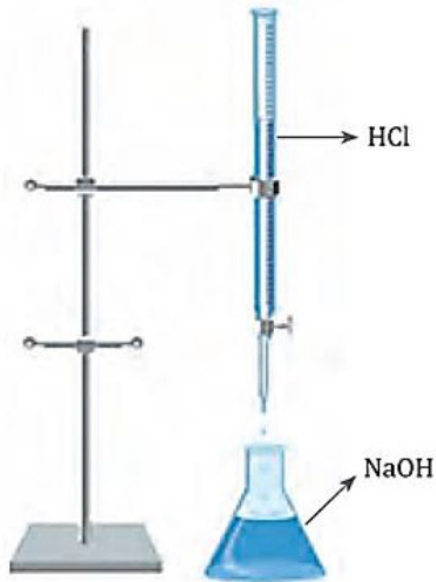
moles HCl que quedan = $M \cdot V = N \cdot V = 0,1 \cdot 0,02 = 0,002$ (en este caso $M = N$)

Calculamos a concentración de HCl e a partir dela o pH resultante:

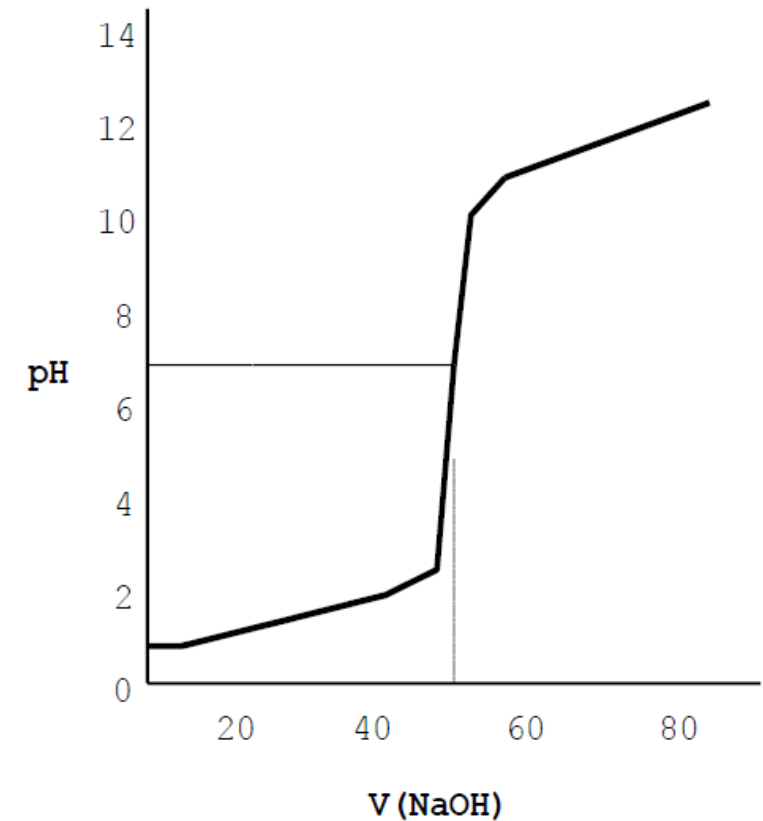
$[HCl] = \text{moles HCl} / V_{total} = 0,002 / (0,05 + 0,03) = 0,025 \text{ M}$ $pH = -\log 0,025 = 1,6$

Repetindo este proceso imos calculando o pH para cada volume de NaOH que se engade, co cal obtemos a seguinte táboa e a súa gráfica correspondente

CURVAS DE VALORACIÓN



$V_{\text{NaOH}} \text{ (cm}^3\text{)}$	pH
0,0	1,0
30,0	1,6
40,0	1,9
49,0	3,0
49,9	4,0
50,0	7,0
50,1	10,0
51,0	11,0
60,0	12,1
70,0	12,4



Nas proximidades do punto de equivalencia (neste caso a $\text{pH}=7$) hai un salto brusco de pH que será:

- de 8 unidades (de 3 a 11) para un ΔV de 2 cm^3 (de 49 a 51).
- de 6 unidades (de 4 a 10) para un ΔV de $0,2 \text{ cm}^3$ (de 49,9 a 50,1).

Neste caso, para poñer de manifestó o punto de equivalencia, deberíamos empregar un indicador cun intervalo de viraxe comprendido entre 4 e 10, por exemplo, vermello de metilo, fenolftaleína ou tornasol.