

Ácidos e bases - Resumo

1.- Características de ácidos e bases.

Os ácidos e bases son coñecidos dende a antigüidade. 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.

2.1. Teoría de Arrhenius. Limitacións.

ÁCIDO: Substancia que en disolución acuosa se disocia dando catións H^+ (protóns): HA (en disolución acuosa) $\rightarrow A^- + H^+$

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 anións OH^- (ión hidroxilo, oxidrilo ou hidróxido): BOH (en disolución acuosa) $\rightarrow B^+ + OH^-$

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

A teoría de Arrhenius tiña varias limitacións: unicamente consideraba disolucións acuosas e non era capaz de xustificar o comportamento básico de substancias, como o NH_3 , que non teñen OH na molécula.

2.2. Teoría de Brönsted-Lowry.

ÁCIDO: Substancia que en disolución cede H^+ .

Exemplo: $HCl(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$ [o ión H_3O^+ chámase oxonio ou hidronio]

BASE: Substancia que en disolución acepta H^+ .

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

Segundo Brönsted e Lowry, o carácter ácido ou básico é relativo: unha substancia é ácida porque enfrente hai unha base, e viceversa; sempre teremos que considerar parellas ácido (dá protón) – base (acepta protón). Ao tempo, 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.

3.- Forza de ácidos e bases.

Como o concepto de ácido e base é relativo, 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, considérase que **un ácido é forte cando o equilibrio de ionización está desprazado á dereita:**



Son ácidos fortes o perclórico ($HClO_4$), clórico ($HClO_3$), iodhídrico (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: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

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

En disolución acuosa, considérase que **unha base é forte cando o equilibrio de ionización está desprazado á dereita:** $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$

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: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

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

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

A auga ten unha pequena condutividade eléctrica o que indica que está parcialmente dissociada en ións: $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$

Chamase **produto iónico da auga** a $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$. Vale $K_w = 10^{-14} \text{ M}^2$.

Como na auga pura, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$.

Defínese pH (pehache) como **pH = $-\log[\text{H}_3\text{O}^+]$**

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

Nas disolucións acuosas **pH + pOH = 14** e segundo o valor da $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e do pH, temos os seguintes tipos de disolucións:

	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	pH
Ácidas:	$>10^{-7} \text{ M}$	<7
Básicas:	$<10^{-7} \text{ M}$	>7
Neutras:	$=10^{-7} \text{ M}$	$=7$

4.1. Medida de pH. Indicadores.

O pH mídese con gran exactitude e rapidez con aparatos chamados pHmetros (pehachímetros) e 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.

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 ($H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$) e unha sal, que normalmente é soluble polo que queda dissociada no aniión do ácido e no catión da base: $NaOH + HCl \rightarrow H_2O + Cl^- + Na^+$ (NaCl)

No punto de equivalencia prodúcese un salto moi grande no valor do pH. Este salto permite que se poidan utilizar os indicadores para saber cando se produce a neutralización, polo que 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.

6.- Reaccións de hidrólise de sales.

A hidrólise é a **reacción dunha sal coa auga**.

A hidrólise dunha sal que proveña de ácido e base fortes dará unha **disolución neutra**.

A hidrólise dunha sal procedente de ácido débil e base forte dará unha **disolución básica**.

A hidrólise dunha sal procedente de ácido forte e base débil dará unha **disolución ácida**.

disolución:	ácida	se	K_a do ácido $>$ K_b da base
	básica	se	K_a do ácido $<$ K_b da base
	neutra	se	K_a do ácido \approx K_b da base.

7.- Disolucións reguladoras, amortecedoras ou tampón

Son 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) e **son capaces de manter o pH despois de engadirlles pequenas cantidades tanto de ácido como de base**.