

## UNITAT 7: EQUILIBRIS ÀCID-BASE

### 1) Teories ÀCID-BASE:

#### • Teoria d'ARRHENIUS:

**Àcids:** són compostos elèctricament neutres que en dissolució aquosa es dissocien en ions  $H^+$  i anions. **Bases:** són compostos elèctricament neutres i en dissolució aquosa es dissocien en ions  $OH^-$  i cations. **Neutralització:** reacció entre els  $H^+$  d'un àcid i els  $OH^-$  d'una base per a donar aigua.

**Limitacions:** sols es pot aplicar a substàncies neutres en dissolució aquosa i no pot explicar el comportament de totes les bases (per ex.  $NH_3$ ).

#### • Teoria de BRÖNSTED-LOWRY (àcid-base conjugats):

**Àcids:** substància que cedeix  $H^+$ . **Bases:** substància que capta  $H^+$ . **Neutralització:** reaccions de transferència de protons entre un àcid i una base:  $HA + B \rightarrow A^- + HB^+$

**Parells àcid - base conjugats** ( $HA/A^-$ )  $HA$ : àcid conjugat de  $A^-$ , i  $A^-$  base conjugada de  $HA$

**Limitacions:** no pot explicar el comportament àcid de substàncies que no tenen ions  $H^+$

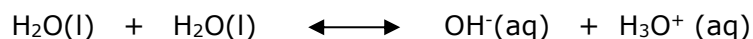
#### • Teoria de LEWIS:

**Àcids:** substància que pot acceptar i compartir un par d'electrons (tenen algun orbital buit que poden utilitzar per a compartir el par d'electrons) **Bases:** substància que pot cedir i compartir un par d'electrons (tenen algun par d'electrons sense compartir). **Neutralització:** consisteix en la formació d'un enllaç covalent coordinat (datiu).

DISSOLUCIONS NO AQUOSES: Ens permet explicar el comportament àcid-base en dissolucions on el dissolvent no és l'aigua (parells àcid-base).

ANFÒTERS: Són substàncies que poden comportar-se com a àcids i com a bases, en funció de les substàncies amb les quals s'enfronten.

### 2) Equilibri iònic de l'aigua o autoionització. La dissociació de l'aigua és un equilibri que està desplaçat cap a la formació d'aigua.



Anomenem producte iònic de l'aigua a:  $K_w = [OH^-] \cdot [H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-14}$  (a  $25^\circ C$ )

En l'aigua pura i en les dissolucions neutres es compleix sempre que:  $[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7} M$

En les dissolucions àcides:  $[OH^-] < [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] > 10^{-7} M$

En les dissolucions bàsiques:  $[OH^-] > [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] < 10^{-7} M$

**3) Mesura de l'acidesa. Concepte de PH.** Escala logarítmica que permet conèixer la concentració de protons d'una dissolució.

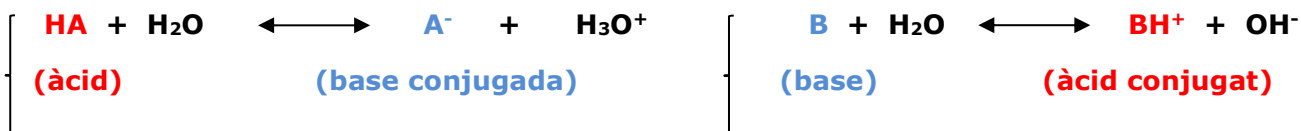
$$\left. \begin{array}{l} \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pK}_w = -\log K_w \end{array} \right\} \text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

dissolució àcida pH < 7  
 dissolució bàsica pH > 7  
 dissolució neutra pH = 7

**Mesura del pH amb indicadors:** són substàncies que canvien el color de les seues dissolucions al variar el pH, per canvis que es produeixen en la seua estructura química.

**Mesura del pH amb pHmetres:** aparell de laboratori que conté un elèctrode de vidre que es sensible als canvis en la concentració de protons.

**4) Força relativa d'àcids i bases.** Tenim els següents equilibris de dissociació tant per un àcid com per a una base.



- **Àcid fort:** Substàncies que es troben totalment dissociats ( $\alpha=1$ ) en dissolucions aquosa (HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). El pH es calcula directament de la concentració de protons que és la mateixa que l'àcid.
- **Base forta:** Substàncies que es troben totalment dissociats ( $\alpha=1$ ) en dissolucions aquosa (NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>). El pOH es calcula directament de la concentració d'ions hidroxil que és la mateixa que la base.

- **Àcid dèbil:** Substàncies parcialment dissociades ( $\alpha < 1$ ) 
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

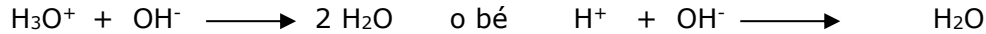
Quant major siga el valor de  $K_a$  més desplaçat estarà l'equilibri cap a la formació dels ions, la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  serà major i el valor del pH menor (dissolució més àcida).

- **Base dèbil:** Substàncies parcialment dissociades ( $\alpha < 1$ ) 
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$$

Quant major siga el valor de  $K_b$  més desplaçat estarà l'equilibri cap a la formació dels ions, la  $[\text{OH}^-]$  serà major i el valor del pH major (dissolució més bàsica).

- **Relació entre  $K_a$  i  $K_b$  dels parells conjugats.**  $K_w = K_a \cdot K_b = 10^{-14}$

**5) Reaccions de neutralització.** Es produeix entre els protons que provenen de la dissociació de l'àcid i els  $\text{OH}^-$  procedents de la dissociació de la base.



En les reaccions de neutralització es sol formar una sal:



- Neutralització àcid fort-base forta:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   $\text{pH} = 7$
- Neutralització àcid dèbil-base forta:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$   $\text{pH} > 7$
- Neutralització àcid fort-base dèbil:  $\text{HCl} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$   $\text{pH} < 7$

**6) Hidròlisis de sales.** Quan es dissol una sal en aigua aquesta es dissocia en els seus ions, es produeix una reacció d'hidròlisis si aquests ions reaccionen amb les molècules d'aigua formant els àcids o les bases conjugades.

- Sal d'un àcid fort-base forta:  $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Aquests ions **NO** reaccionen amb l'aigua i el **pH = 7**

- Sal d'un àcid dèbil-base forta:  $\text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

D'aquests ions sols reacciona amb l'aigua el  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (ja que és la base conjugada d'un àcid dèbil) així:  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$  **(el pH > 7 per l'aparició d'ions  $\text{OH}^-$ )**

Aquests ions **NO** reaccionen amb l'aigua i el **pH = 7**

- Sal d'un àcid fort-base dèbil:  $\text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

D'aquests ions sols reacciona amb l'aigua el  $\text{NH}_4^+$  (ja que és l'àcid conjugat d'una base dèbil) així:  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$  **(el pH < 7 per l'aparició de protons)**

- Sal d'un àcid dèbil-base dèbil:  $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

Aquests ions reaccionen els dos amb l'aigua "com ja hem vist abans" així el valor del pH de la dissolució depèn dels valors de  $K_a$  i  $K_b$  respectius.

Si  $K_a > K_b$   $\text{pH} < 7$  (dissolució àcida)

Si  $K_a < K_b$   $\text{pH} > 7$  (dissolució bàsica)