

## Teorie - Acizi și baze. Teoria protolitică a acizilor și bazelor.

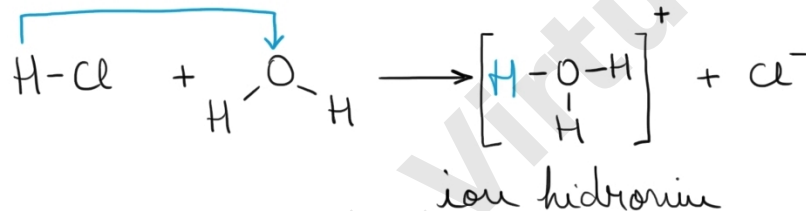
### Acizi și baze. Teoria protolitică a acizilor și bazelor.

**Protonul** este o particulă subatomică din nucleul atomilor. Însă în cazul atomului de hidrogen singurul proton din nucleu formează însuși nucleul atomului. Astfel, protonul se mai notează și cu simbolul  $H^+$ , simbolul ionului de hidrogen, adică al unui atom de hidrogen care și-a cedat singurul electron din înveliș. Deci protonul,  $p^+$ , este sinonim cu **ionul de hidrogen,  $H^+$** .

Conform teoriei acido-bazice a lui **Svante Arrhenius** (chimist suedez), numită și **teoria disociației electrolitice**, avem următoarele definiții:

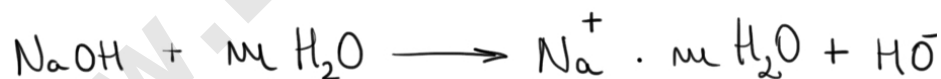
- **Acid:** orice compus care conține H și care, la dizolvarea în apă, cedează ioni de hidrogen.
- **Bază:** orice compus care la dizolvarea în apă pune în libertate ioni hidroxil,  $HO^-$ .

Exemplu - Dizolvarea HCl gazos în apă:



Fiecare moleculă de HCl cedează un proton; în soluție, protonul nu poate exista liber, fixându-se astfel de o moleculă de apă și formând ionul hidroniu,  $H_3O^+$ .

Exemplu - Dizolvarea NaOH în apă:



Ionii  $Na^+$  și  $HO^-$  care se găsesc în structura solidă a compusului disociază complet în apă; ionul  $Na^+$  este hidratat de  $m$  molecule de apă.

Teoria propusă de Arrhenius este limitată la reacții care au loc în apă. Cu timpul s-a observat că mulți alți compuși se comportă ca acizi și baze chiar dacă nu este prezentă apa.

*Transferul de protoni* stă la baza reacțiilor dintre acizi și baze.

**Reacția de neutralizare** este reacția dintre un acid și o bază care anulează atât aciditatea, cât și bazicitatea compușilor implicați. În general, produșii reacției de neutralizare sunt o sare și apă.

### Teoria Brönsted-Lowry sau teoria protolitică:

- **Acid:** orice substanță care poate dona un proton către o altă moleculă (donor de H<sup>+</sup>);
- **Bază:** orice substanță care poate accepta un proton (acceptor de H<sup>+</sup>).

Conform teoriei protolitice, sunt considerați acizi și compușii precum ionul hidroniu (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>), ionul amoniu (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>), ionul carbonat acid (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>). De asemenea, sunt considerate baze și molecule precum amoniacul, dar și anioni precum Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, deoarece pot accepta protoni, trecând în acizii corespunzători.

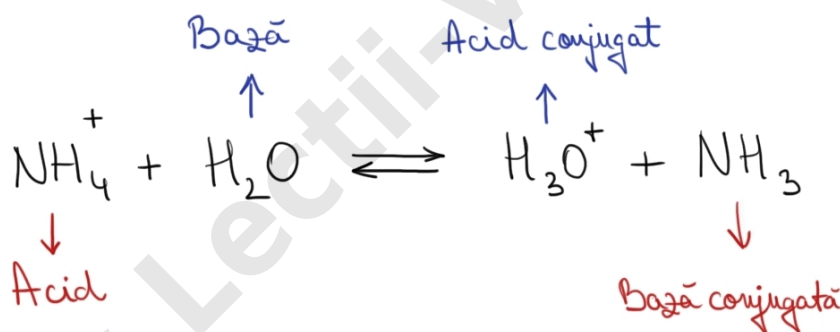
**Clasificarea acizilor** după numărul de protoni cedați de o moleculă:

- **monoacizi:** cedează un singur proton (HCl, HI, HNO<sub>3</sub>);
- **poliacizi:** pot ceda 2 sau mai mulți protoni (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - diacizi; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>3</sub> - triacizi); poliacizii cedează protoni (sau ionizează) în trepte.

Orice acid, prin cedare de protoni, se transformă într-o specie chimică cu caracter de bază și se numește **baza conjugată a acidului**.

Orice bază, prin acceptare de protoni, se transformă într-o specie chimică cu caracter acid și se numește **acidul conjugat al bazei**.

Exemplu - Reacția ionului amoniu cu apa:



Exemplu - Cupluri acid-bază conjugate:

- HCl/Cl<sup>-</sup> sau HCN/CN<sup>-</sup>, unde ionii Cl<sup>-</sup> și CN<sup>-</sup> sunt bazele conjugate;
- NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/NH<sub>3</sub>, unde NH<sub>3</sub> este baza conjugată.