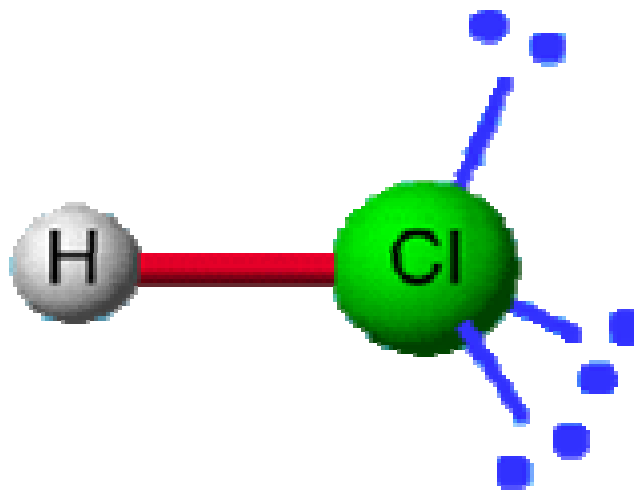


**ACIZII**

**ACIDUL CLORHIDRIC**



# FORMULA STRUCTURALA



**Hydrochloric Acid, HCl**

# PREPARARE I

1. Acidul clorhidric se prepară în industrie direct din elemente:

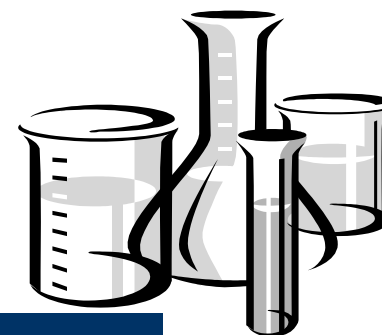


$$\Delta H = - 44 \text{ kcal/mol}$$

Hidrogenul și clorul necesar sintezei se obțin prin electroliza soluției apoase de clorură de sodiu, când se obține și hidroxid de sodiu.



# PREPARARE in laborator



- 2. Acidul clorhidric se mai poate obține, fie în laborator fie în industrie, din clorură de sodiu cu ajutorul acidului sulfuric concentrat. Reacția dintre aceste substanțe se produce în două trepte:
  - I.  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCl} + \text{NaHSO}_4$
  - II.  $\text{NaCl} + \text{NaHSO}_4 = \text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- Prima treaptă necesită o ușoară încălzire, în timp ce treapta a doua a reacției are loc abia la o temperatură de 475 – 500 C.

# PROPRIETĂȚI FIZICE I

- gaz fără culoare, cu miros iritant, mai dens decât aerul (densitatea 1,268);
- acționează dăunător asupra mucoaselor pe care le irită și asupra smalțului dentar pe care îl distruge;
- se lichefiază prin răcire, dând un lichid fără culoare care nu conduce curentul electric și fierbe la  $-85^{\circ}\text{C}$ , solidificându-se la  $-114,8^{\circ}\text{C}$ ;
- cel gazos fumegă în aer deoarece, fiind foarte solubil în apă, se dizolvă în apa din atmosferă formând un fel de ceață;
- prin dizolvarea sa în apă se dezvoltă căldură;
- un litru de apă dizolvă, la  $0^{\circ}\text{C}$ , 503 l acid clorhidric gazos;
- soluția apoasă de acid clorhidric se mai numește și **spirt de sare**;
- soluția de 42,9% HCl gazos are densitatea 1,21, ar cea de 37-39% are densitatea de 1,19;

# PROPRIETĂȚI FIZICE II

- soluția apoasă de HCl este bună conducătoare de electricitate, deoarece prin dizolvarea în apă acidul clorhidric se disociază în ioni de hidrogen și ioni de clor;
- în stare gazoasă sau în stare lichidă anhidră, acidul clorhidric nu conduce curentul electric deoarece atomii de clor și de hidrogen sunt legați între ei prin legături covalente;
- în prezența apei, structura polară a moleculelor de HCl trece în structură ionică și disociația electrolitică a acidului clorhidric este posibilă;
- în soluție apoasă HCl este un acid tare deoarece este puternic disociat.

## DISOCIERE



**Ionul electropozitiv de hidrogen (H<sup>+</sup>) se hidratează cu un dipol de apă, dând ionul de hidroniu [H<sub>3</sub>O]<sup>+</sup>**

# PROPRIETĂȚI CHIMICE I



- ➡ la temperatură obișnuită, acidul clorhidric gazos, perfect uscat, nu atacă majoritatea metalelor și nici oxizii lor;
- ➡ la temperatură înaltă, însă, acidul clorhidric atacă metalele, cu excepția aurului și a platinei, dând naștere la cloruri cu dezvoltare de hidrogen:
  - **$\text{Me}^{\text{II}} + 2\text{HCl} = \text{Me}^{\text{II}}\text{Cl}_2 + \text{H}_2$**

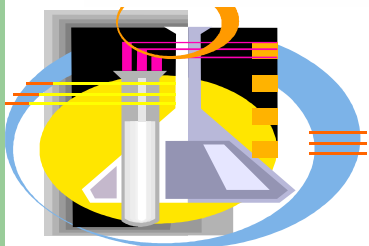


# PROPRIETĂȚI CHIMICE II

- soluțiile apoase de HCl reacționează puternic la temperatura obișnuită cu toate metalele așezate în stânga hidrogenului în seria tensiunilor (Beketov-Volta) **K, Na, Ca, Sr, Ba, Mg, Al, Mn, Zn** etc.
- reacționează cu amoniacul și în stare gazoasă formând un fum alb de clorură de amoniu:
  - **$\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$**



# INTREBUINȚĂRI



- se întrebuițează foarte mult în industrie și în laboratoare fiind unul dintre acizii cei mai importanți;
- servește la prepararea clorului, a clorurilor, a hidrogenului, a bioxidului de carbon, a hidrogenului sulfurat etc.;
- se folosește în industria pielăriei, în metalurgie (la curățirea metalelor în galvanotehnică);
- se întrebuițează în curățătorii chimice, în vopsitorii, în distilării, laboratoare, la extragerea gelatinei din oase etc.;
- în stare de diluție mare se folosește în medicină pentru favorizarea digestiei.



# Sfârșit!

Autori:

Clasa Intel Teach - juniori