

II.3 Reacții cu transfer de protoni

II.3.1 Reacții cu transfer de protoni - glosar de termeni și concepte

Acizii și bazele reprezintă două clase de compuși cu importanță deosebită în viața cotidiană, în procesele biologice sau în procesele industriale.

Se știe că gustul acru pe care îl au sucurile de citrice sau oțetul se datorează prezenței în compoziția acestora a unor acizi. Aciditatea sau bazicitatea sângelui sau a altor fluide vitale ale corpului omenesc trebuie să se încadreze în valori constante, pentru ca enzimele care catalizează reacțiile biochimice să funcționeze normal. De asemenea, echilibrul acido-bazic în plante și în corpul viețuitoarelor este un factor vital. Unele plante se dezvoltă armonios în soluri bazice (alcaline), altele în soluri acide.

Totodată, anual se consumă mari cantități de acid sulfuric, acid clorhidric, hidroxid de sodiu sau hidroxid de potasiu. O parte din aceste cantități sunt utilizate, spre exemplu, la fabricarea produselor de uz casnic pentru curățenie: săpunuri, detergenți, prafuri de curățat, dezinfectanți etc.

Protonul este o particulă subatomică din nucleul atomilor. Atomul de hidrogen are un singur proton în nucleu. Astfel, protonul se notează și cu simbolul H^+ , simbolul ionului de hidrogen, adică al unui atom de hidrogen care a pierdut singurul electron din înveliș. Deci **protonul**, p^+ , este sinonim cu **ionul de hidrogen**, H^+ .

Conform teoriei acido-bazice a lui **Svante Arrhenius**, numită și **teoria disociației electrolitice**:

- **Acid**: orice compus care conține hidrogen și care, la dizolvarea în apă, cedează protoni.
- **Bază**: orice compus care la dizolvarea în apă pune în libertate ioni hidroxid, HO^- .

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 sau baze chiar dacă nu este prezentă apa.

Conform teoriei **Brönsted-Lowry**, numită și **teoria protolitică**:

- **Acid**: orice substanță care poate să cedeze un proton către o altă moleculă (donor de H^+);
- **Bază**: orice substanță care poate accepta un proton (acceptor de H^+).

Conform teoriei protolitice, sunt considerați acizi și speciile chimice: ionul hidroniu (H_3O^+), ionul amoniu (NH_4^+), ionul hidrogenocarbonat (HCO_3^-). De asemenea, sunt considerate baze și molecule precum amoniacul, dar și anioni precum Cl^- , SO_4^- , CO_3^{2-} , HSO_4^- , deoarece pot accepta protoni, trecând în acizii corespunzători.

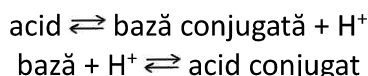
Transferul de protoni stă la baza reacțiilor dintre acizi și baze.

După numărul protonilor transferați, acizii și bazele sunt:

ACIZI	
monoprotici (monobazici)	poliprotici (polibazici)
HCl, HBr, HI, HF, HNO_2 , CH_3-COOH , $HCOOH$	H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3
BAZE	
monoprotice (monoacide)	poliprotice (poliacide)
NaOH, KOH, NH_3	$Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$

Acizii poliprotici cedează protonii în trepte.

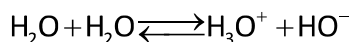
Un **acid Brönsted** are baza sa conjugată, iar **baza Brönsted** are acidul ei conjugat; dacă acidul este tare, baza conjugată este slabă și invers.



Indicatorii acido-bazici sunt substanțe organice care își schimbă culoarea în funcție de caracterul acid sau bazic al soluțiilor.

Substanțele amfotere sau **amfoliții acido-bazici** sunt substanțe care se comportă ca acizi în reacție cu bazele și ca baze în reacție cu acizii. Anionii acizi de tipul HSO_4^- , HCO_3^- , HSO_3^- s.a. sunt amfoliți acido-bazici.

Apa este un **amfolit acido-bazic** deoarece o moleculă de apă cu rol de acid cedează un proton unei molecule de apă cu rol de bază.



Produsul ionic al apei este: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]$, la 25°C .

Apa pură conține concentrații egale ale ionilor hidroniu și hidroxid, astfel: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$.

În consecință, **produsul ionic al apei are o valoare constantă la o temperatură dată:**

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2, \text{ la } 25^\circ\text{C}.$$

În soluțiile acide, prin adăugare de acid în apă pură, crește concentrația ionilor hidroniu, iar concentrația ionilor hidroxid scade, astfel încât produsul ionic al apei rămâne constant. Analog, în soluțiile bazice, crește concentrația ionilor hidroxid și scade concentrația ionilor hidroniu.

Soluții acide: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$

Soluții neutre: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

Soluții bazice: $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$

pH-ul unei soluții se definește ca logaritmul zecimal cu semn schimbat al concentrației molare a ionilor de hidroniu:

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

În apa pură, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$, deci $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = -(-7)$, $\text{pH} = 7$.

În consecință, pentru:

Soluții acide: $\text{pH} < 7$

Soluții neutre: $\text{pH} = 7$

Soluții bazice: $\text{pH} > 7$

pOH-ul unei soluții este o noțiune echivalentă cu pH-ul. Se definește ca logaritmul zecimal cu semn schimbat al concentrației molare a ionilor hidroxid:

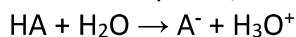
$$\text{pOH} = -\lg[\text{HO}^-]$$

Logaritmand produsul ionic al apei, obținem:

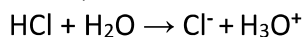
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Tendința de ionizare (ușurința de a ceda protoni) a acizilor în soluții este diferită: sunt acizi care ionizează total sau aproape total și acizi care ionizează foarte puțin. Astfel, acizii se clasifică în **acizi tari** și **acizi slabi**.

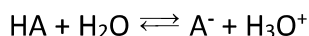
Acizii tari sunt acizii total ionizați în soluție apoasă. Ei cedează ușor protonii. Ionizarea acizilor tari fiind totală, dacă se notează acidul tare monoprotic, HA:



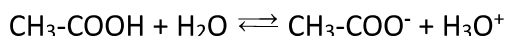
Acizi tari uzuali: HCl, HBr, HI, H_2SO_4 , HNO_3 .



Acizii slabi sunt acizii parțial ionizați în soluție apoasă. Ei cedează greu protonii. Ionizarea acizilor slabi este parțială, procesul fiind de echilibru. Dacă se notează acidul slab monoprotic, HA, se poate scrie:

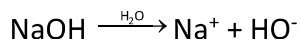


Acizi slabi uzuali: acizi organici, H_2CO_3 , HCN.



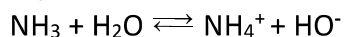
Asemănător acizilor, tendința de disociere sau ionizare a bazelor este diferită. Astfel și bazele se clasifică în **baze tari** și **baze slabe**.

Bazele tari sunt baze total disociate în soluție apoase; acestea acceptă ușor protoni.



Baze tari uzuale: NaOH, KOH, Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

Bazele slabe sunt baze parțial disociate în soluție apoase; acestea acceptă greu protoni. Ionizarea bazelor slabe fiind parțială, acest proces este de echilibru.



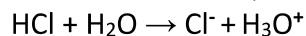
Baze slabe uzuale: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Comportarea soluțiilor apoase în timpul proceselor chimice este determinată adesea de pH -ul soluției respective. De aceea este important să se cunoască cum se determină pH -ul soluțiilor acide sau bazice.

Calculul pH -ului pentru soluțiile acizilor monoprotici tari sau a bazelor monoprotice tari este simplu, deoarece astfel de substanțe sunt electroliti tari, total ionizați în soluțiile apoase.

Astfel, **pentru soluțiile acizilor tari monoprotici**, concentrația ionilor hidroniu este egală cu concentrația molară a soluției de acid. Printre acizii tari monoprotici utilizați frecvent sunt: HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 .

De exemplu, ionizarea acidului clorhidric în soluție apoasă, fiind totală:



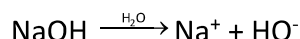
se poate scrie: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = c_M$, unde c_M este molaritatea soluției de acid. Ca urmare:

pH -ul soluțiilor acizilor tari este egal cu logaritmul zecimal al concentrației molare a ionilor de hidroniu.

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

Pentru soluțiile bazelor tari monoprotice concentrația ionilor hidroxid este egală cu molaritatea soluției de bază.

Printre bazele tari monoprotice frecvent utilizate sunt: NaOH , KOH . De exemplu, disocierea hidroxidului în soluție apoasă, fiind totală:



se poate scrie $[\text{HO}^-] = [\text{Na}^+] = c_M$, unde c_M este molaritatea soluției de bază.

Utilizând relația $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ se poate calcula:

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

apoi $\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$.