સંતુલન

4.1 પ્રસ્તાવના

4.2 સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ

4.3 સંતુલનના પ્રકાર

4.4 ભૌતિક પ્રક્રમમાં સમાવિષ્ટ સંતુલનની સામાન્ય લાક્ષણિકતાઓ

4.5 રાસાયણિક પ્રક્રમ (પ્રક્રિયા) સંતુલન

4.6 રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ અને સંતુલન-અચળાંક

4.7 K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ

4.8 રાસાયણિક સંતુલનના પ્રકાર

4.9 સંતુલન-અચળાંકની લાક્ષણિકતાઓ

4.10 સંતુલન-અચળાંકના અનુપ્રયોગો

4.11 સંતુલન-અચળાંક K, પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_C અને ગિબ્સ મુક્ત-ઊર્જા વચ્ચેનો સંબંધ

4.12 રાસાયણિક સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો

4.13 દ્રાવણમાં આયનીય સંતુલન

4.14 ઍસિડ-બેઈઝ અને ક્ષાર

4.14.1 ઍસિડ-બેઈઝની વ્યાખ્યા

4.15 ઍસિડ અને બેઈઝનું આયનીકરણ

4.16 પાણીનો આયનીય ગુણાકાર

4.17 pH-માપક્રમ

4.18 નિર્બળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઈઝના આયનીકરણ અચળાંક

4.18.1 નિર્બળ ઍસિડનો આયનીકરણ અચળાંક (K_a)

4.18.2 નિર્બળ બેઈઝનો આયનીકરણ અચળાંક (K_b)

4.18.3 ઍસિડની પ્રબળતાને અસર કરતાં પરિબળો

4.18.4 નિર્બળ ઍસિડ અને બેઈઝના આયનીકરણ અચળાંક પર સમાન આયનની અસર.

4.19 ક્ષારનું જળવિભાજન અને તેના દ્રાવણની pH

4.20 બફર દ્રાવણો

4.21 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારોના દ્રાવ્યતા-ગુણાકાર

4.22 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસર.

4.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

ભૌતિક રૂપાંતરો, રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ, જૈવિક અને પર્યાવરણીય પ્રક્રમો દા.ત., પાણીનું બાષ્પીભવન, ઑક્સિજન અણુ અને પ્રોટીન વચ્ચેનું સંતુલન, એમોનિયાનું ઉત્પાદન વગેરેમાં સંતુલન મહત્ત્વનો ભાગ ભજવે છે. નિયત તાપમાને અને દબાણે થતાં કેટલાંક રૂપાંતરો અને પ્રક્રિયાઓ બંધ પાત્રમાં (બંધ પ્રણાલીમાં) કરવામાં આવે ત્યારે તે પૂર્ણ થતાં નથી. પ્રક્રિયાની શરૂઆતમાં બંધ પાત્રમાં જે પ્રક્રિયકો હોય છે, તે ધીમે-ધીમે નીપજમાં ફેરવાય છે અને સમય જતાં પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા ઘટે છે. આ ઘટનાની સાથોસાથ પરિણમતી નીપજોની સાંદ્રતામાં સમય જતાં વધારો થતો જાય છે. એક એવો સમય આવે છે જ્યારે પ્રક્રિયક કે નીપજની સાંદ્રતામાં સમય જતાં પણ ફેરફાર થતો જણાતો નથી. આ પરિસ્થિતિ એ સંતુલન અવસ્થા કહે છે.

4.2 સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ (Dynamic Nature of Equilibrium)

સંતુલન પ્રક્રિયામાં ખૂબ જ મહત્ત્વની બાબત એ છે કે તેમાં પ્રક્રિયકનું નીપજમાં અને નીપજનું પ્રક્રિયકમાં સતત પરિવર્તન થતું રહે છે. આ અવસ્થા સ્થિર દેખાવા છતાં પણ સ્થિર નથી. આ પ્રકારની બન્ને દિશામાં પરિવર્તન પામતી પ્રક્રિયાને પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા કહે છે. અને તેને બે અર્ધતીર ($\rightleftharpoons$)ની સંજ્ઞા વડે દર્શાવાય છે. આ સંજ્ઞા સૂચવે છે કે આવી પ્રક્રિયા બંને દિશામાં (પુરોગામી અને પ્રતિગામી

દિશામાં) એકસાથે જ થયા કરતી હોય છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં સામાન્ય રીતે પ્રક્રિયકોમાંથી નીપજમાં થતા પરિવર્તનને પુરોગામી પ્રક્રિયા અને નીપજમાંથી પ્રક્રિયકમાં થતાં પરિવર્તનને પ્રતિગામી પ્રક્રિયા કહે છે. આમ, પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાઓમાં પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ સતત થતી રહેતી હોય છે અને આપણને સંતુલન, અવસ્થા જણાય છે. સંતુલન સમયે પ્રાપ્ત પ્રક્રિયકો અને નીપજોના મિશ્રણને સંતુલન મિશ્રણ કહે છે. ઘન કૅલ્શિમય કાર્બોનેટના બંધ પાત્રમાંના ઊંચા તાપમાને વિઘટનની પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$CaCO_{3(s)} \xrightleftharpoons{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

બંધ પાત્રમાં થતી સંતુલન પ્રક્રિયાઓમાં સંતુલન સમયે એકસમાન વેગથી પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ થતી હોવાથી સંતુલન ગતિશીલ હોય છે, સ્થિર કે સ્થગિત નહિ. ઉપરની પ્રક્રિયામાં $CaCO_3$નું વિઘટન થઈ CaO અને CO_2 મળવા તથા CaO અને CO_2 સંયોજાઈ $CaCO_3$ મળવાનું સતત ચાલુ જ હોય છે. ધારો કે આપણે આપણા બૅંકના ખાતામાં દરરોજ જેટલા પૈસા ભરીએ તેટલા જ પૈસા દરરોજ ઉપાડીએ, તો ખાતામાં બૅલેન્સ સ્થિર જણાશે. પરંતુ દરરોજ જમા અને ઉધાર એકસાથે ચાલતાં જ હોવાથી બૅંકનું ખાતું ચાલુ (Operative) અથવા ગતિશીલ ગણી શકાય. નહિ કે બંધ (Closed) અથવા સ્થાયી (Static) સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ નક્કી કરવો ઘણું કપરું છે. છતાં રેડિયો સમસ્થાનિકની મદદથી તે સાબિત કરી શકાય. જેમકે ^{14}C રેડિયો સમસ્થાનિક ધરાવતો $^{14}CO_2$ વાયુ અને $CaCO_3$ બે જુદાં પાત્રમાં લેવામાં આવે અને $CaCO_3$નું વિઘટન થઈ મળતા CO_2નું જોડાણ $^{14}CO_2$ ધરાવતા પાત્ર સાથે કરવામાં આવે, તો અમુક સમય બાદ $CaCO_3$ના પાત્રમાં $Ca^{14}CO_3$ અને $^{14}CO_2$ ધરાવતા પાત્રમાં CO_2 મળશે. આમ, જો સંતુલન સ્થિર હોય, તો ^{12}C અને ^{14}Cનો વિનિમય થવો જોઈએ નહિ. યોગ્ય કાઉન્ટરની મદદથી રેડિયો સક્રિયતા માપી સંતુલનના ગતિશીલ સ્વભાવની સાબિતી મેળવી શકાય. જો કે સંતુલન સમયે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતાના પ્રમાણ અચળ રહે છે. પ્રક્રિયકના સ્વભાવ અને પ્રાયોગિક પરિસ્થિતિના આધારે પ્રક્રિયા ઝડપી અથવા ધીમી હોઈ શકે.

સંતુલન પ્રક્રિયાઓને નીચેના ત્રણ વિભાગમાં વહેંચી શકાય :

(i) એવી પ્રક્રિયાઓ જે લગભગ પૂર્ણ થવાના આરે હોય છે અને પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા નહિવત્ રહે છે. કેટલાક કિસ્સાઓમાં આને પ્રાયોગિક રીતે પારખવું શક્ય બનતું નથી.

(ii) એવી પ્રક્રિયાઓ જેમાં બહુજ ઓછા પ્રમાણમાં નીપજ બને છે અને પ્રક્રિયકનો મોટો ભાગ ફેરફાર વગર સંતુલન સ્થિતિએ રહે છે.

(iii) એવી પ્રક્રિયાઓ કે જેમાં પ્રક્રિયકની સાંદ્રતા સંતુલન સ્થિતિએ નીપજની સાંદ્રતાના તુલનાત્મક પ્રમાણમાં હોય છે.

4.3 સંતુલનના પ્રકાર (Types of Equilibrium)

ભૌતિક સંતુલન : ભૌતિક પ્રક્રમનાં રૂપાંતરોમાં સ્થપાતા સંતુલનને ભૌતિક સંતુલન કહે છે. દા.ત., પાણીનું વરાળમાં રૂપાંતર

રાસાયણિક સંતુલન : રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં સ્થપાતાં સંતુલનને રાસાયણિક સંતુલન કહે છે. દા.ત., કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટનું વિઘટન.

ભૌતિક પ્રક્રમમાં સંતુલન : નિયત તાપમાને બંધ પાત્રમાં (પ્રણાલીમાં) લીધેલા પ્રવાહી અવસ્થામાંના પાણીનું સમય જતાં વાયુમય અવસ્થા પાણીની વરાળમાં રૂપાંતર થાય છે. ધીમે-ધીમે આ બંધ પાત્રમાં પાણીની સપાટી પર પાણીની બાષ્પની સાંદ્રતા વધતી જાય છે અને પ્રવાહી પાણીની સાંદ્રતા ઘટતી જાય છે. થોડા સમય બાદ પાણીની બાષ્પના અણુઓ અરસપરસ આકર્ષાઈને પાછા પ્રવાહી અવસ્થા પાણીમાં રૂપાંતર પામે છે. આમ, પુરોગામી અને પ્રતિગામી બંને પ્રક્રિયાઓ ચાલુ રહે છે. અમુક સમય બાદ પાણીમાંથી પાણીની બાષ્પ થવાનો વેગ અને પાણીની બાષ્પમાંથી પ્રવાહી પાણી બનવાનો વેગ સરખાં થાય છે, અને તેથી પ્રવાહી પાણી અને પાણીની બાષ્પ વચ્ચે સંતુલન સ્થપાય છે. આ પ્રકારના સંતુલનને ભૌતિક સંતુલન અથવા ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલન કહે છે. આ પ્રકારના પ્રક્રમમાં પદાર્થના અણુના રાસાયણિક બંધારણમાં ફેરફાર થતો નથી. માત્ર તેની ભૌતિક અવસ્થા બદલાય છે. પાણીમાંથી પાણીની બાષ્પ બનાવાતી પુરોગામી પ્રક્રિયાને પાણીનું બાષ્પીભવન કહે છે અને પાણીની બાષ્પમાંથી પ્રવાહી બનવાની પ્રતિગામી પ્રક્રિયાને બાષ્પનું પ્રવાહીકરણ કહે છે.

$$H_2O_{(l)} \xrightleftharpoons[\text{પ્રવાહીકરણ}]{\text{બાષ્પીભવન}} H_2O_{(vap)}$$

સંતુલનમાં રહેલી ભૌતિક પ્રક્રિયામાં બાહ્ય પરિબળો જેવાં કે તાપમાન, દબાણ કે સાંદ્રતામાં ફેરફાર કરવાથી સંતુલન સ્થિતિમાં ફેરફાર થાય છે.

પદાર્થનું રૂપાંતર ઘન, પ્રવાહી અને વાયુસ્વરૂપોમાં અરસપરસ થતું હોવાથી ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલન ત્રણ અવસ્થામાં સ્થપાય છે :

(i) ઘન-પ્રવાહી પ્રક્રમ સંતુલન : એક થરમૉસ ફ્લાસ્ક (બંધ પ્રણાલી)માં 0^0સે (273 K) તાપમાને બરફ અને થોડું પાણી લો. હવે થરમૉસ ફ્લાસ્કને બૂચ વડે બંધ કરી દો. તમે જાણો છે તે પ્રમાણે થરમૉસ ફ્લાસ્કની શૂન્યાવકાશ ધરાવતી દીવાલને કારણે થરમૉસ ફ્લાસ્કમાંની પ્રણાલી અને બાહ્ય પર્યાવરણ વચ્ચે ઉષ્માનો વિનિમય થશે નહિ. આથી થરમૉસ ફ્લાસ્કમાં રહેલો બરફનો જથ્થો અચળ રહે છે. પરંતુ બરફ અને પાણી વચ્ચે સંતુલન સ્થપાયેલ હશે, જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\underset{\text{બરફ (ઘન)}}{H_2O_{(s)}} \rightleftharpoons \underset{\text{પાણી (પ્રવાહી)}}{H_2O_{(l)}}$$

પ્રાયોગિક રીતે સાબિત થઈ ચૂક્યું છે કે થરમૉસ ફ્લાસ્કમાં સંતુલન સ્થપાયા બાદ પણ બરફના કેટલાક અણુઓનું પાણીમાં રૂપાંતર થાય છે. તે જ સમયે પાણીના તેટલા જ અણુઓનું બરફમાં રૂપાંતર થાય છે. આથી થરમૉસ ફ્લાસ્કમાંના બરફ અને પાણીનો જથ્થો અથવા અણુઓની સંખ્યા અચળ રહે છે. આમ, આ એક પ્રકારનું એટલે કે ઘન અને પ્રવાહી વચ્ચેનું ભૌતિક સંતુલન છે. અહીં ખાસ નોંધપાત્ર બાબત એ છે કે આમાં પદાર્થમાં રાસાયણિક ફેરફાર થતો ન હોવાથી આ પ્રક્રમ ભૌતિક સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.

(ii) પ્રવાહી-વાયુ પ્રક્રમ સંતુલન : નિયત તાપમાને એક બંધ પાત્ર (પ્રણાલી)માં પાણી લો સમય જતાં તાપમાનના મૂલ્ય પર આધારિત ધીમે-ધીમે પાણીનું પાણીની બાષ્પ (વરાળ)માં રૂપાંતર થશે. જેમ-જેમ બાષ્પનું પ્રમાણ પાત્રમાં વધતું જશે તેમતેમ બાષ્પદબાણમાં વધારો થશે. કેટલાક સમય પછી તાપમાન નિયત હોવાથી બાષ્પદબાણ અચળ બનશે અને દબાણમાં ફેરફાર થતો અટકી જશે તથા બાષ્પદબાણનું કોઈ અચળ મૂલ્ય થશે. આ સંતુલન સ્થિતિ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\underset{\text{પાણી (પ્રવાહી)}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{પાણીની બાષ્પ (વાયુ)}}{H_2O_{(g)}}$$

આ પ્રક્રમ બંધપાત્ર અથવા બંધ પ્રણાલીમાં કરેલ હોવાથી કેટલાક પાણીના અણુઓનું પાણીની બાષ્પમાં રૂપાંતર થશે. તે જ સમયે તેટલા જ પાણીની બાષ્પના અણુઓનું પાણીમાં રૂપાંતર થશે, આથી બંધપાત્રમાં પાણીના અને પાણીની બાષ્પના અણુઓનું પ્રમાણ (જથ્થો) અચળ રહે છે. આમ, આ પ્રવાહી (પાણી) અને વાયુ (પાણીની બાષ્પ) વચ્ચેનું એક પ્રકારનું ભૌતિક સંતુલન છે. ખાસ નોંધપાત્ર બાબત એ છે કે પદાર્થમાં રાસાયણિક ફેરફાર થતો ન હોવાથી આ પ્રક્રમ ભૌતિક સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.

(iii) ઘનનું દ્રાવણમાં વિલયન સંતુલન : આ પ્રકારના સંતુલનના અભ્યાસ માટે ઘન પદાર્થ ખાંડ અને તેના પાણીમાંના દ્રાવણનું ઉદાહરણ લઈ શકીએ. નિયત તાપમાને એક પાત્રમાં થોડું પાણી લો. તેમાં ધીમે-ધીમે ખાંડ ઉમેરતાં જાઓ અને દ્રાવણને હલાવતાં જાઓ. શરૂઆતમાં ખાંડ આંગળી જશે પરંતુ જેમ-જેમ ખાંડનો જથ્થો વધારે ઉમેરતાં જશો તેમ-તેમ ખાંડ તેની દ્રાવ્યતા પ્રમાણે ઓગળી પાણીમાં ઓગળ્યા વગર ઘન સ્વરૂપે પડી રહેશે. દ્રાવણની આ અવસ્થાને આપણે સંતૃપ્ત દ્રાવણ તરીકે ઓળખીએ છીએ. પરંતુ આ પ્રણાલીમાં ઘન (ખાંડ) અને પ્રવાહી (ખાંડનું દ્રાવણ) વચ્ચે સંતુલન સ્થપાયેલ હોય છે, જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\underset{\text{ઘન}}{\text{ખાંડ}_{(s)}} \rightleftharpoons \underset{\text{પ્રવાહી}}{\text{ખાંડનું દ્રાવણ}_{(aq)}}$$

અગાઉ અભ્યાસ કર્યા પ્રમાણે સંતુલન ગતિશીલ હોઈ ઉપરની દરેક પ્રણાલીમાં પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ સતત ચાલુ જ રહેશે. આ પ્રણાલીમાં પણ જેટલા પ્રમાણમાં ખાંડ ઓગળશે, તેટલા જ પ્રમાણમાં ખાંડના દ્રાવણમાંથી ખાંડ છૂટી પડશે. આથી આ પ્રણાલીમાં પણ ખાંડના અણુઓ અને દ્રાવણમાંના ખાંડના જલીય અણુઓની સંખ્યા (જથ્થો) અચળ રહેશે.

(iv) વાયુનું દ્રાવણમાં સંતુલન : નિયત તાપમાને અને દબાણે એક બંધ પાત્ર (પ્રણાલી)માં પાણીમાં ઓગળેલા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનું દ્રાવણ લઈએ અને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનું દ્રાવણ તથા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ ધરાવતી પ્રણાલી રચી શકીએ. તાપમાન અને દબાણ નિયત હોવાથી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ તેના દબાણ અને તાપમાનને અનુરૂપ દ્રાવ્ય થઈ દ્રાવણ બનાવશે અને વધારાનો કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ તેની સાથે સંતુલનમાં રહેશે. સંતુલન ગતિશીલ છે તેથી આ પ્રણાલીમાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડના જેટલા અણુઓ પાણીમાં દ્રાવ્ય થશે, તેટલા જ પ્રમાણમાં પાણીમાંના દ્રાવ્ય થયેલા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુઓના અણુઓ મુક્ત થશે. આમ, આ બંધ પ્રણાલીમાં પાણીમાં ઓગળેલા અને વાયુમય અવસ્થામાં રહેલા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુના અણુઓ (જથ્થો) અચળ રહેશે. આ સંતુલન નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(aq)}$$

ઉપર જેનો અભ્યાસ કર્યો, તે બધી જ પ્રણાલીઓ અથવા પ્રક્રમોમાં ભૌતિક ફેરફાર જ થતો હોવાથી તે બધાં ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલનનાં ઉદાહરણ છે.

(v) ઘન-વાયુ પ્રક્રમમાં સંતુલન : તમે જાણો છો કે કેટલાક ઘન પદાર્થોને ગરમ કરતાં તે વાયુ અવસ્થામાં ફેરવાય છે અને ઠંડાં પાડતાં સીધે-સીધા વાયુ અવસ્થામાંથી ઘન અવસ્થામાં ફેરવાય છે, તે ક્રિયાને ઊર્ધ્વપાતન કહે છે. આપણે આના સંતુલનના અભ્યાસ માટે ઘન આયોડિન (I_2)નું ઉદાહરણ લઈએ. એક બંધપાત્રમાં (પ્રણાલી)માં થોડું ઘન આયોડિન લઈએ અને તેને ગરમ કરીએ, તો નિયત તાપમાને આયોડિન ઘનમાંથી તેની બાષ્પ બનશે, જે જાંબલી રંગના વાયુ સ્વરૂપે જણાશે. જો તાપમાન નિયત રહે તો આયોડિન ઘન અને આયોડિન બાષ્પ (વાયુ) વચ્ચે સંતુલન સ્થપાશે. આ ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલન નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$I_{2(s)} \rightleftharpoons I_{2(vap)}$$
ઘન વાયુ

સંતુલન ગતિશીલ હોવાથી, આ નિયત તાપમાને ઘન આયોડિનના જેટલા અણુઓ (જથ્થા)નું આયોડિનની બાષ્પમાં રૂપાંતર થશે, તેટલા જ વાયુમય આયોડિનના અણુઓનું (જથ્થા) ઘન આયોડિનમાં રૂપાંતર થશે. આમ, બંધ પાત્રમાંના આયોડિનનો (ઘન તથા વાયુસ્વરૂપ) જથ્થો અચળ રહેશે.

કોષ્ટક 4.1 ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલનની કેટલીક ખાસિયતો

પ્રક્રમ	તારવણી (ખાસિયત)
(1) પ્રવાહી $\rightleftharpoons$ વાયુ $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$	નિયત તાપમાને p_{H_2O} અચળ હોય છે.
(2) ઘન $\rightleftharpoons$ પ્રવાહી $H_2O_{(s)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$	નિયત દબાણે ગલનબિંદુ અચળ હોય છે.
(3) ઘન $\rightleftharpoons$ દ્રાવણ ખાંડ$_{(s)}$ $\rightleftharpoons$ ખાંડનું દ્રાવણ$_{(aq)}$	નિયત તાપમાને દ્રાવ્યની સાંદ્રતા દ્રાવણમાં અચળ રહે છે.
(4) વાયુ $\rightleftharpoons$ વાયુ $CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(vap)}$	નિયત તાપમાને ઓગળેલા વાયુની સાંદ્રતાનો ગુણોત્તર અચળ હોય છે.

4.4 ભૌતિક પ્રક્રમમાં સમાવિષ્ટ સંતુલનની સામાન્ય લાક્ષણિકતાઓ (General characteristics of Equilibrium Involved in Physical processes)

અગાઉ જેની ચર્ચા કરી તે ભૌતિક પ્રક્રમો માટે સંતુલનમાં રહેલી પ્રણાલીઓમાં નીચેની લાક્ષણિકતાઓ સામાન્ય છે.

(i) નિયત તાપમાને બંધ પ્રણાલીમાં જ સંતુલન શક્ય છે.

(ii) બંને પરસ્પર વિરોધી પ્રક્રમો એટલે કે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ એકસરખા વેગથી થાય છે. તેમાં સંતુલન ગતિશીલ છે, પણ સ્થાયી અથવા સ્થિર પરિસ્થિતિ હોય છે.

(iii) પ્રણાલીના માપન કરી શકાય તેવા બધા જ ગુણધર્મો અચળ રહે છે.

(iv) ભૌતિક પ્રક્રમ માટે જ્યારે સંતુલન પ્રાપ્ત કરવામાં આવે છે, ત્યારે નિયત તાપમાને તેનાં પરિબળોમાંના એકનું મૂલ્ય અચળ રહે છે. કોષ્ટક 4.1માં આ ગુણધર્મોની યાદી દર્શાવી છે.

(v) કોઈ પણ તબક્કે આવી રાશિઓ (Quantities)ની માત્રા સંતુલને પહોંચતાં પહેલાં કેટલે અંશે (Extent) ભૌતિક પ્રક્રમ આગળ વધેલ છે તે દર્શાવે છે.

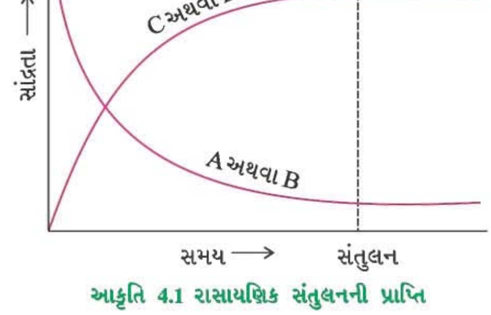
4.5 રાસાયણિક પ્રક્રમ (પ્રક્રિયા) સંતુલન (Chemical Process (Reaction) Equilibrium)

ભૌતિક પ્રક્રમોની જેમ રાસાયણિક પ્રક્રમો (પ્રક્રિયાઓ)માં પણ સંતુલન-અવસ્થા પ્રાપ્ત થાય છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ પુરોગામી અને પ્રતિગામી એમ એકબીજાથી વિરુદ્ધ દિશામાં થતી હોય, ત્યારે સંતુલન સ્થિતિ પ્રાપ્ત થાય છે અને બંને પ્રક્રિયાઓનો વેગ સરખો થાય છે. આથી નીપજો અને પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા અચળ રહે છે. રાસાયણિક સંતુલન ભૌતિક સંતુલનની જેમ ગતિશીલ હોય છે, એટલે કે પ્રક્રિયકોનું નીપજોમાં રૂપાંતર અને નીપજોનું પ્રક્રિયકોમાં રૂપાંતર અવિરત ચાલુ જ હોય છે અને પરિણામે પ્રણાલીમાં બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપજો હાજર હોય છે.

આપણે એક સરળ પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીએ.

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

સમયના પસાર થવા સાથે નીપજો C અને Dનો વધારો થાય છે તથા પ્રક્રિયકો A અને Bનો ઘટાડો થાય છે, જે આકૃતિ 4.1માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.1 રાસાયણિક સંતુલનની પ્રાપ્તિ

તે પુરોગામી પ્રક્રિયાના વેગમાં ઘટાડો અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના વેગમાં વધારો દર્શાવે છે. સંજોગોવશાત્ બંને પ્રક્રિયાઓ સમાન વેગથી થાય-ત્યારે પ્રણાલી સંતુલન-અવસ્થાએ પહોંચે છે.

ધારો કે ઉપરોક્ત પ્રક્રિયા ફક્ત નીપજો C અને D લઈને શરૂ કરીએ તોપણ સંતુલન અવસ્થા પ્રાપ્ત થશે. એટલે કે પ્રક્રિયા ગમે તે દિશામાંથી થતી હોય તોપણ સંતુલન તરફ પહોંચી શકે છે.

રાસાયણિક સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ : ગતિશીલ સ્વભાવ હેબરવિધિથી એમોનિયા બનાવવાના પ્રક્રમના ઉદાહરણ દ્વારા નિર્દેશિત કરી શકીએ. ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇડ્રોજનના જ્ઞાત જથ્થાઓને ઊંચા તાપમાન અને દબાણે રાખીને શ્રેણીબદ્ધ પ્રયોગો દ્વારા નિયત અંતરાલે (Interval) હાજર રહેલા એમોનિયાનો જથ્થો નક્કી કરવામાં આવ્યો. પ્રક્રિયા નહિ પામેલા ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇડ્રોજનના જથ્થાઓ પણ નક્કી કરી શકાયા. તેમાંથી તારવી શકાયું કે પ્રક્રિયકો અને નીપજો અલગ-અલગ પ્રમાણમાં હોવા છતાં પણ સંતુલન સમયે તેમની સાંદ્રતા અચળ રહે છે. બંધારણમાં આ અચળતા સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ નિર્દેશે છે. આને માટે એમોનિયાના સંશ્લેષણમાં ડાયહાઇડ્રોજનને બદલે ડાયડ્યુટેરિયમ (D_2) વાપરીને હેબર-વિધિ પ્રમાણે એમોનિયા વાયુ બનાવવામાં અને અભ્યાસ કરવામાં આવે, તો ઉપર્યુક્ત જેવાં જ પરિણામો મળે છે. મિશ્રણમાં N_2, H_2, NH_3ને બદલે N_2, ND_3, D_2નાં પ્રમાણો નક્કી કરી સંતુલન પ્રાપ્ત થઈ શકે છે. N_2 અને H_2ની પ્રક્રિયાથી એમોનિયા બન્યા પછી D_2 ઉમેરવામાં આવે તો પ્રક્રિયા થવી ન જોઈએ, પરંતુ NH_3માંના Hનું D વડે વિસ્થાપન થવાથી ND_3 પ્રાપ્ત થયો. D_2નું અને ND_3નું પરિમાપન દળ સ્પેક્ટ્રોમીટરથી કરી શકાય છે. આમ, સાબિત થઈ શક્યું કે $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકોથી નીપજો તરફ અને નીપજોથી પ્રક્રિયકો તરફ એટલે કે પુરોગામી અને પ્રતિગ્રામી પ્રક્રિયાઓ સતત એકસરખા વેગથી થતી જ રહે છે. તેથી જ NH_3ને બદલે ND_3 મેળવી શકાય છે. રેડિયો સમસ્થાનિકનો ઉપયોગ કરીને પણ સંતુલન ગતિશીલ છે, તેમ સાબિત કરી શકાય. જેમકે $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ પ્રક્રિયાનો ગતિશીલ સંતુલનનો સ્વભાવ આયોડિનના રેડિયો-સમસ્થાનિક ^{131}I વડે કરી શકાય છે. આમ, સંતુલન ગતિશીલ હોવાને કારણે કેટલાંક ગુણધર્મો અથવા પરિબળો એકસમાન જણાય છે. દા.ત., રંગની તીવ્રતા, અચળ દબાણ, અચળ સાંદ્રતા વગેરે.

4.6 રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ અને સંતુલન-અચળાંક (Law of Chemical Equilibrium and Equilibrium Constant)

પ્રક્રિયકો અને નીપજોના સંતુલન સ્થિતિમાંના મિશ્રણને સંતુલન-મિશ્રણ કહે છે. આપણે સંતુલન સ્થિતિએ પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા તથા તેમની વચ્ચેના સબંધનો અભ્યાસ કરીશું.

ધારો કે એક સરળ પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે છે :

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

આ પ્રક્રિયામાં A અને Bને પ્રક્રિયકો કહે છે અને C અને Dને નીપજો કહે છે આ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોના મોલ એક-એક છે, એમ અર્થ થાય. પરંતુ બધી જ પ્રક્રિયામાં આવું ન હોય, તેથી તેમના મોલ દર્શાવવા જરૂરી છે. સંતુલિત-પ્રક્રિયા જ મોલની સંખ્યા નક્કી કરશે. જેમકે $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$.

ઘણી બધી પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાઓના પ્રાયોગિક અભ્યાસ પરથી નૉર્વેના વૈજ્ઞાનિકો ગુલ્ડબર્ગ (Guldberg) અને વાગે (Waage) 1864માં દર્શાવ્યું કે સંતુલન-મિશ્રણમાંના પદાર્થોની સાંદ્રતા નીચેના સંતુલન-સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

$$K_c = \frac{[C]\,[D]}{[A]\,[B]} = \frac{\text{નીપજોની સાંદ્રતાનો ગુણાકાર}}{\text{પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતાનો ગુણાકાર}}$$

જ્યાં K_c સંતુલન અચળાંક છે. અને [ ] કૌંસ પ્રક્રિયક અથવા નીપજની સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા Mમાં દર્શાવે છે. સંતુલન સમીકરણ સક્રિય દળ (જથ્થા)ના નિયમ તરીકે પણ જાણીતું છે. કારણ કે રસાયણશાસ્ત્રની શરૂઆતનાં વર્ષોમાં સાંદ્રતાને 'સક્રિય દળ' કહેવામાં આવતું.

આપણે હવે કોઈ એક સામાન્ય પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંક માટેનું સમીકરણ ઉપજાવીએ. ધારો કે કોઈ એક પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે થાય છે : જેમાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોને તેમના યોગ્ય મોલ (a, b, c અથવા d)સાથે સમતુલિત સ્વરૂપમાં દર્શાવી છે.

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \quad ....(4.1)$$

ગુલ્ડબર્ગ અને વાગના નિયમના આધારે

પુરોગામી પ્રક્રિયાનો વેગ $V_f \propto [A]^a\,[B]^b$ ..(4.2)

અથવા $V_f = K_f\,[A]^a\,[B]^b$ ..(4.3)

જ્યાં K_f = પુરોગામી પ્રક્રિયાનો સમપ્રમાણતા અચળાંક છે.

પ્રતિગામી પ્રક્રિયાનો વેગ $V_r \propto [C]^c [D]^d$ ..(4.4)

અથવા $V_r = K_r [C]^c [D]^d$ ..(4.5)

જ્યાં V_r = પ્રતિગામી પ્રક્રિયાનો સમપ્રમાણતા અચળાંક છે.

સંતુલન સમયે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના વેગ સરખા થાય, તેથી $V_f = V_r$

એટલે કે $K_f [A]^a [B]^b = K_r [C]^c [D]^d$

$$\therefore \frac{K_f}{K_r} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_c \quad \text{........ (4.6)}$$

જ્યાં $K_c = \frac{K_f}{K_r}$

આમ સંતુલન પ્રાપ્ત થાપ્ત ત્યારે કોઈ પણ પ્રક્રિયામાંના પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા તથા તેમના તત્ત્વયોગમિતીય (Stoichiometric) ગુણાંકો નક્કી કરીએ, તો સાંદ્રતા સંતુલન અચળાંક K_c મેળવી શકાય.

કેટલીક પ્રક્રિયાઓના સંતુલન અચળાંક નીચે દર્શાવ્યા છે :

(1) $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI \quad K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

(2) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \quad K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$

(3) $4NH_3 + 5O_2 \rightleftharpoons 4NO + 6H_2O$

$$K_c = \frac{[NO]^4 [H_2O]^6}{[NH_3]^4 [O_2]^5}$$

આપણે H_2 અને I_2 વચ્ચેની પ્રક્રિયા વિશે વિચારીએ. આ પ્રક્રિયાને નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ (પ્રક્રિયકોથી નીપજો તરફ)

$$\therefore K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad (4.7)$$

હવે પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે લખીએ :

$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$ (નીપજથી પ્રક્રિયકો તરફ)

$$\therefore K_c' = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} \quad (4.8)$$

સમીકરણ (4.7) અને (4.8) એકબીજાના પ્રતીપ(વ્યસ્ત) છે. માટે $K_c' = 1/K_c$ થશે. આમ, પુરોગામી પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક, પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકનો પ્રતીપ (વ્યસ્ત) છે.

ઉપરની પ્રક્રિયાને નીચે પ્રમાણે પણ લખી શકાય :

$$\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}I_{2(g)} \rightleftharpoons HI_{(g)}$$

આ પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક લખીએ, તો

$$\therefore K_c' = \frac{[HI]}{[H_2]^{1/2} [I_2]^{1/2}}$$

$$= \left[\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}\right]^{\frac{1}{2}} \quad (4.9)$$

$$\therefore K_c' = K_c^{1/2}$$

પ્રક્રિયા $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ને n વડે ગુણતાં

$nH_{2(g)} + nI_{2(g)} \rightleftharpoons 2nHI_{(g)}$

સંતુલન-અચળાંક = K_c^n થશે.

આથી નીચે પ્રમાણે સંબંધ લખી શકીએ :

રાસાયણિક પ્રક્રિયાનું સમીકરણ	સંતુલન અચળાંક
$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$	K_c
$cC + dD \rightleftharpoons aA + bB$	$K_c' = \frac{1}{K_c}$
$(n)aA + (n)bB \rightleftharpoons (n)cC + (n)dD$	$K_c^n = (K_c)^n$

દાખલો 1 : 400 K તાપમાને એક બંધ પાત્રમાં નીચેની પ્રક્રિયા કરવામાં આવી છે :

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

સંતુલન સ્થિતિએ હાઇડ્રોજનની સાંદ્રતા 0.6 મોલ લિટર$^{-1}$, આયોડિનની સાંદ્રતા 0.8 મોલ લિટર$^{-1}$ અને હાઇડ્રોજન આયોડાઇડની સાંદ્રતા 0.14 મોલ લિટર$^{-1}$ જણાઈ છે. આ પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક ગણો.

ઉકેલ : પ્રક્રિયા $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

સંતુલને સાંદ્રતા :

મોલ લિટર$^{-1}$ 0.6 0.8 0.14

સંતુલન અચળાંક $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

$= \frac{(0.14)^2}{(0.6)(0.8)}$

$= 4.1 \times 10^{-2}$

K_cનો એકમ શું હશે ? વિચારો અને ચકાસો.

વાયુમય પ્રક્રિયામાં જો સાંદ્રતા વિભાગીય (આંશિક) દબાણમાં દર્શાવવામાં આવે, તો સંતુલન અચળાંક પ્રક્રિયકો અને નીપજોના વિભાગીય દબાણ પરથી મેળવી શકાય. તેને K_p તરીકે દર્શાવાય છે. આપણે એક વાયુમય પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીએ.

$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftharpoons cC_{(g)} + dD_{(g)}$$

આ પ્રક્રિયામાંના પ્રક્રિયકો અને નીપજોનાં વિભાગીય આંશિક દબાણો અનુક્રમે p_A, p_B, p_c, અને p_d તરીકે દર્શાવીએ તો સંતુલન-અચળાંક K_pનું સમીકરણ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\therefore K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

4.7 K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ (Relation between K_p and K_c)

આગળ જોયું તેમ $K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$ (4.10)

થી વાયુમય પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક દર્શાવી શકાય. પરંતુ આપણે જાણીએ છીએ, તે પ્રમાણે વાયુના સાદા સમીકરણ પ્રમાણે $pV = nRT$ છે. આથી લખી શકાય કે,

$$\therefore p = \frac{n}{V}RT = CRT$$

(જ્યાં $\frac{n}{V} = C =$ સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$) ઉપરના સમીકરણ 4.10માં pનાં મૂલ્યો મૂકતાં લખી શકાય કે

$$\therefore K_p = \frac{(C_C RT)^c (C_D RT)^d}{(C_A RT)^a (C_B RT)^b}$$

$$= \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b} \cdot \frac{(RT)^{c+d}}{(RT)^{a+b}} \quad (4.11)$$

$$= \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \times (RT)^{(c+d)-(a+b)} \quad (4.12)$$

$$= K_c \cdot (RT)^{\Delta n_g} \quad (4.13)$$

જ્યાં $\Delta n_g = (c + d) - (a + b)$

એટલે વાયુમય નીપજોના કુલ મોલની સંખ્યા – વાયુમય પ્રક્રિયકોના કુલ મોલની સંખ્યા

આથી લખી શકાય કે $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n_g}$ ...4.14

એ યાદ રાખવું જરૂરી છે કે વાયુમય પ્રક્રિયામાં દબાણ મોલની સંખ્યા પર આધાર રાખે છે, માટે તેમના વિભાગીય દબાણ તેમની સાંદ્રતા લેવાય છે. દબાણના K_p અને K_cની માહિતી Δn_gનાં મૂલ્યોના સંદર્ભમાં નીચે પ્રમાણે લખી શકાય : **(1) જો $\Delta n_g = 0$ તો $K_p = K_c$ (2) જો $\Delta n_g > 0$ હોય તો $K_p > K_c$ (3) જો $\Delta n_g < 0$ તો $K_p < K_c$.** દબાણના એકમમાં વાતાવરણ લઈએ છીએ પરંતુ SI એકમ પ્રમાણે પાસ્કલમાં લેવાય છે.

દાખલો 2 : 1 મોલ H_2O અને 1 મોલ CO વાયુઓને 10 લિટરના બંધ પાત્રમાં 725 K તાપમાને ગરમ કરવામાં આવ્યા. સંતુલન સમયે H_2Oના 40% (દળથી) CO વાયુ સાથે નીચે પ્રમાણે પ્રક્રિયા કરે છે.

$$H_2O_{(g)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{2(g)}$$

આ પ્રક્રિયાના સંતુલન-અચળાંક K_p અને K_c ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $H_2O_{(g)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{2(g)}$

	$H_2O_{(g)}$	$CO_{(g)}$	$H_{2(g)}$	$CO_{2(g)}$
શરૂઆતની સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$	$\frac{1}{10}$	$\frac{1}{10}$	0	0
સંતુલને સાંદ્રતા મોલ	$\frac{1(100-40)}{100} = 0.6$	$\frac{1(100-40)}{100} = 0.6$	$\frac{40}{100} = 0.4$	$\frac{40}{100} = 0.4$
સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$	$\frac{0.6}{10} = 0.06$	$\frac{0.6}{10} = 0.06$	$\frac{0.4}{10} = 0.04$	$\frac{0.4}{10} = 0.04$

હવે, $K_c = \frac{[H_2][CO_2]}{[H_2O][CO]} = \frac{0.04 \times 0.04}{0.06 \times 0.06} = 0.44$

હવે $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n_g}$

આ પ્રક્રિયામાં (વાયુમય નીપજોના મોલની સંખ્યા − વાયુ-પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા)

$(1 + 1) - (1 + 1) = \Delta n_g = 0$ થશે.

આથી, $K_p = K_c \cdot (RT)^0 = K_c$

આથી K_p અને K_cનાં મૂલ્યો સરખાં એટલે કે 0.44 થશે.

દાખલો 3 : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ પ્રક્રિયા માટેનો સંતુલન-અચળાંક 700 K તાપમાને 54.8 છે. સંતુલને HI ની સાંદ્રતા 0.5 મોલ લિટર$^{-1}$ છે. ધારો કે પ્રક્રિયા $HI_{(g)}$ લઈને કરવામાં આવી હોય, તો સંતુલને $H_{2(g)}$ અને $I_{2(g)}$ સાંદ્રતા શોધો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ માટે

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0.5)^2}{[H_2][I_2]}$$

એટલે કે $54.8 = \frac{(0.5)^2}{[H_2][I_2]}$

$$\therefore [H_2][I_2] = \frac{(0.5)^2}{(54.8)} = 4.56 \times 10^{-3}$$

પરંતુ સંતુલને $[H_{2(g)}] = [I_{2(g)}]$ હોવાથી

$[H_2] = [I_2] = \sqrt{4.56 \times 10^{-3}} = 0.0675$ મોલલિટર$^{-1}$

પ્રવૃત્તિ : K_c, K_p અને K_X વચ્ચેનો સંબંધ ઉપજાવો : K_Xમાં x મોલ અંશમાં સાંદ્રતા દર્શાવે છે. સૂચના : ડાલ્ટનના વિભાગીય દબાણના નિયમ પ્રમાણે જો પ્રણાલીનું કુલ દબાણ P વાતાવરણ હોય, તો પ્રક્રિયકો A અને B તથા નીપજો C અને D નાં વિભાગીય દબાણો અનુક્રમે $X_A \cdot P$, $X_B \cdot P$, $X_C \cdot P$ અને $X_D \cdot P$ થશે જ્યાં X મોલ અંશ છે. આનો ઉપયોગ કરી નીચેના સંબંધો ઉપજાવો.

$K_p = K_X \cdot P^{\Delta n_g}$ અને $K_c = K_X \cdot V^{-\Delta n_g}$

4.8 રાસાયણિક સંતુલનના પ્રકાર (Types of Chemical Equilibrium)

સંતુલનના બે પ્રકાર છે : (i) સમાંગ સંતુલન અને (ii) વિષમાંગ સંતુલન

(i) સમાંગ સંતુલન : સમાંગ પ્રણાલીમાં બધા જ પ્રક્રિયકો અને બધી જ નીપજો એકસરખી કલા (Phase)માં હોય છે. જેમકે પ્રક્રિયકો નાઇટ્રોજન વાયુ અને હાઇડ્રોજન વાયુ સાથેની પ્રક્રિયાથી બનતી નીપજ એમોનિયા પણ વાયુમય કલામાં હોય છે. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ આ જ પ્રમાણે મિથાઇલ એસિટેટનું જળવિભાજન પણ સમાંગ સંતુલન છે, કારણ કે તેમાં પણ પ્રક્રિયકો અને નીપજો એક જ કલા (પ્રવાહી કલા)માં હોય છે.

$$CH_3COOCH_{3(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(l)} + CH_3OH_{(l)}$$

આ ઉપરાંત Fe^{3+} આયન ધરાવતા જલીય દ્રાવણની SCN^- આયન ધરાવતા જલીય દ્રાવણ વચ્ચેની પ્રક્રિયા પણ સમાંગ સંતુલનનું ઉદાહરણ છે. પરંતુ ફેર એટલો છે કે તેમાં આયનીય સમાંગ સંતુલન છે.

$$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^-_{(aq)} \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$$

આનો અભ્યાસ આ એકમમાં આગળ પર કરીશુ.

આપણે અગાઉ સંતુલન પ્રક્રિયાઓ અને તેમના સંતુલન-અચળાંકની ચર્ચા કરી તે બધાં જ સમાંગ સંતુલનનાં ઉદાહરણો છે. આપણે તેમને લગતાં K_p, K_c અને K_X વચ્ચેના સંબંધો પણ ઉપજાવ્યાં. K_pનું મૂલ્ય ગણવા માટે દબાણ બાર (bar) એકમમાં દર્શાવવું જોઈએ, કારણ કે દબાણ માટે પ્રમાણિત સ્થિતિમાં એકમ બાર છે. પરંતુ SI એકમમાં પાસ્કલ છે. તેમની વચ્ચે નીચેનો સંબંધ છે :

1 પાસ્કલ Pa = 1 Nm^{-2} (ન્યૂટન મી$^{-2}$) અને 1 બાર = 10^5 Pa

સમાંગ સંતુલનના પ્રક્રિયાઓના સંતુલન અચળાંક ગણવા નીચેના બે દાખલાઓ સમજીએ.

દાખલો 4 : $PCl_{3(g)}$ અને $Cl_{2(g)}$ વચ્ચેની રાસાયણિક પ્રક્રિયાથી બંધ વાસણમાં $PCl_{5(g)}$ મેળવવામાં આવ્યો. આ પ્રક્રિયામાં 500 K તાપમાને PCl_3, Cl_2 અને PCl_5ની સંતુલન સાંદ્રતા અનુક્રમે 1.59 M, 1.59 M અને 1.41 M મળી. આ પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]} = \frac{1.41}{1.59 \times 1.59} = 5.58 \times 10^{-3}$$

ધારોકે આ પ્રક્રિયા માટે K_p ગણવો છે તો,

$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta n_g}$ પ્રમાણે

$K_p = 5.58 \times 10^{-3}\ (0.0831 \times 500)^{-1}$

કારણ કે Δn_g = (વાયુમય નીપજોના મોલની સંખ્યા) − (વાયુમય પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા) = 1 − 2 = −1

$$\therefore K_p = \frac{5.58 \times 10^{-3}}{(0.0831 \times 500)}$$

$= 1.3 \times 10^{-4}$ બાર$^{-1}$

દાખલો 5 : ઇથેનોલ અને એસેટિક ઍસિડ વચ્ચે H^+ની હાજરીમાં એસ્ટરીકરણ પ્રક્રિયા થતાં ઇથાઇલ એસિટેટ મળે છે. ધારો કે આ પ્રક્રિયામાં 1 મોલ એસેટિક ઍસિડ અને 0.18 મોલ ઇથેનોલ લેવામાં આવ્યા છે. સંતુલન સમયે 0.171 મોલ ઇથાઇલ એસિટેટ મળે છે. આ એસ્ટરીકરણ પ્રક્રિયાનો સંતુલન-અચળાંક ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા :

$$CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$$

શરૂઆતની સાંદ્રતા

1 મોલ   0.18 મોલ   0   0

સંતુલને સાંદ્રતા

(1-0.171)મોલ (0.18-0.171)મોલ 0.171મોલ 0.171મોલ

0.829મોલ 0.009મોલ 0.171મોલ 0.171મોલ

$$K_c = \frac{[CH_3COOC_2H_5]\,[H_2O]}{[CH_3COOH]\,[C_2H_5OH]} = \frac{0.171 \times 0.171}{0.829 \times 0.009}$$

$= 3.92$

દાખલો 6 : પ્રક્રિયા $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ માટે સંતુલન અચળાંકનું K_p મૂલ્ય 1060 કેલ્વિન તાપમાને 0.033 બાર$^{-1}$મળ્યું છે, તો આ પ્રક્રિયા માટે K_cનું મૂલ્ય કેટલું થશે.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$

આપણે જાણીએ છીએ તે પ્રમાણે

$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta n_g}$

Δn_g = ($NO_{(g)}$ના મોલ + $Cl_{2(g)}$ના મોલ) − ($NOCl_{(g)}$ના મોલ)

$= (2 + 1) - (2) = 3 - 2 = 1$

મૂલ્યો મૂકતાં $0.033 = K_c\ (0.0831 \times 1060)^1$

$$\therefore K_c = \frac{0.033}{0.0831 \times 1060}$$

$= 3.7 \times 10^{-4}$ મોલલિટર$^{-1}$

(ii) વિષમાંગ સંતુલન : પ્રક્રિયકો અથવા નીપજોમાંથી કોઈ પણ પદાર્થ એક કરતાં વધારે કલા ધરાવતાં હોય તેવાં સંતુલનને વિષમાંગ સંતુલન કહે છે. બંધ પાત્રમાંના પાણી (પ્રવાહી) અને પાણીની વરાળ (વાયુ) વચ્ચેનું સંતુલન વિષમાંગ સંતુલન છે.

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

એ જ પ્રમાણે $Ca(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$ પણ વિષમાંગ સંતુલનનું ઉદાહરણ છે. (ઘન અને પ્રવાહી વચ્ચેનું સંતુલન) એ નોંધવું જરૂરી છે કે આ આયનીય સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.

સામાન્ય રીતે વિષમાંગ સંતુલનમાં શુદ્ધ ઘન અથવા પ્રવાહી સંકળાયેલા હોય છે. વિષમાંગ સંતુલનના પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતાને આપણે અલગ પાડી શકીએ. જેમ કે શુદ્ધ ઘન અથવા પ્રવાહી પદાર્થની સાંદ્રતા તેની ઘનતા હોય છે અને નિયત તાપમાને પદાર્થની ઘનતા અચળ હોય છે. એટલે સાંદ્રતાને પણ અચળ ગણી શકીએ અથવા હાજર રહેલા શુદ્ધ ઘન કે પ્રવાહી પદાર્થની સાંદ્રતાથી સ્વતંત્ર રહે છે. ધારો કે કોઈ પદાર્થ X આમાં સંકળાયેલ છે, તો $X_{(s)}$ અને $X_{(l)}$ની સાંદ્રતાઓ ગમે તે પ્રમાણમાં હાજર હોય તો પણ તેમને અચળ લેવામાં આવે છે. જ્યારે $X_{(g)}$ અને $X_{(aq)}$ની સાંદ્રતાઓ બદલાય છે અને તે કદ સાથે ચલાયમાન થશે.

કેલ્શિયમ કાર્બોનેટના ઉષ્મીય વિઘટનનું ઉદાહરણ લઈએ.

$$CaCO_{3(s)} \overset{\Delta}{\rightleftharpoons} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

તત્ત્વયોગમિતિના આધારે વિષમાંગ સંતુલન અચળાંકનું સમીકરણ લખીએ તો,

$$K_e = \frac{[CaO_{(s)}]\,[CO_{2(g)}]}{[CaCO_{3(s)}]} \qquad (4.15)$$

અગાઉ ચર્ચા કરી તે પ્રમાણે $CaO_{(s)}$ અને $CaCO_{3(s)}$ ઘન અવસ્થામાં હોવાથી તેમની સાંદ્રતા તેમની ઘનતા જેટલી લઈ શકાય એટલે કે અચળ રહેશે. આથી ઉપરનું સમીકરણ નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_e \times K_1 = K_c = [CO_{2(g)}] \qquad (4.16)$$

જ્યાં $K_1 = \frac{[CaCO_{3(s)}]}{[CaO(s)]}$ છે અથવા $K_p = P_{CO_2}$

જ્યાં P_{CO_2} સંતુલને CO_2ની સાંદ્રતા અથવા દબાણ છે. ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક 1100 K તાપમાને 2.0×10^5 Pa જણાય છે. આથી $K_p = P_{CO_2} = 2.0 \times 10^5$ Pa. તેને બારમાં ફેરવતાં

$$\frac{2 \times 10^5 \text{ Pa}}{1 \times 10^5 \text{ Pa/બાર}} = 2.0 \text{ બાર}$$

એ યાદ રાખવું જરૂરી છે કે વિષમાંગ સંતુલનમાં ઘન અથવા પ્રવાહી ઘણા અલ્પપ્રમાણમાં હોય તોપણ તેમની સાંદ્રતા અથવા આંશિક દબાણ સંતુલન અચળાંકમાં ગણાતાં નથી. જેમકે

$$Ag_2O_{(s)} + 2HNO_{3(aq)} \rightleftharpoons 2AgNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

પ્રક્રિયા માટે

$$K_c = \frac{[AgNO_{3(aq)}]^2 \, [H_2O_{(l)}]}{[Ag_2O_{(s)}] \, [HNO_{3(aq)}]^2}$$

$$= \frac{[AgNO_{3(aq)}]^2}{[HNO_{3(aq)}]^2}$$

કારણ કે, $[H_2O_{(l)}]$ અને $[Ag_2O_{(s)}]$ = અચળ થશે.

4.9 સંતુલનની લાક્ષણિકતાઓ (Characteristics of Equilibrium)

(i) રાસાયણિક સંતુલન દરમિયાન પ્રણાલીના ગુણધર્મો જેવા કે રંગ, સાંદ્રતા, દબાણ કે તાપમાન અચળ રહે છે અને તે પ્રણાલીના સમગ્ર વિસ્તારમાં એકસમાન હોય છે.

(ii) રાસાયણિક સંતુલન પ્રાપ્ત થાય ત્યારે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓના વેગ સરખા થાય છે.

(iii) રાસાયણિક સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો જેવાં કે સાંદ્રતા, દબાણ તાપમાન વગેરે બદલાય, તો સંતુલન પર તેની અસર પડે છે.

(iv) પ્રક્રિયકોની શરૂઆતની સાંદ્રતા જુદી-જુદી હોય, તો પણ નિયત તાપમાને સંતુલન-અચળાંક અચળ રહે છે.

(v) તાપમાન બદલાતાં સંતુલન-અચળાંકનું મૂલ્ય બદલાય છે.

(vi) સંતુલનની પ્રાપ્તિ માટે પ્રક્રિયા ડાબી બાજુથી જમણી તરફ (પ્રક્રિયકથી નીપજ તરફ) અથવા જમણી બાજુથી ડાબી તરફ (નીપજથી પ્રક્રિયક) તરફ કરી શકાય છે.

(vii) સંતુલન અચળાંક પર ઉદ્દીપકની કોઈ અસર થતી નથી, તેથી નીપજોનું પ્રમાણ એકસરખું રહે છે. પરંતુ સંતુલન પ્રાપ્ત કરવાની પ્રક્રિયાના વેગ વધે છે.

સંતુલન અચળાંકના એકમો : સંતુલન અચળાંક K_cને દર્શાવવા માટે સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા M અને K_p પાસ્કલ Pa, kPa, બાર અથવા વાતાવરણ લેવામાં આવે છે. આથી આ એકમો મૂક્યા પછી અંશ અને છેદ સરખાં થાય, તો એકમ ન રહે અથવા સંતુલન અચળાંક એકમવિહીન બને અને ગુણોત્તર 1 બની જાય. પરંતુ જો તત્ત્વયોગમિતિ પ્રમાણે જુદા-જુદા પદાર્થોની સાંદ્રતા તેને અનુરૂપ લખવામાં આવે, તો એકમ દાખલ થાય. કેટલીક પ્રક્રિયાઓ અને તેના Kના એકમો નીચે દર્શાવ્યા છે.

પ્રક્રિયા	એકમ
$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$	એકમરહિત
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$	$\frac{(\text{મોલ લિટર}^{-1})^2}{(\text{મોલ લિટર}^{-1})(\text{મોલ લિટર}^{-1})^3} = (\text{મોલ લિટર}^{-1})^{-2}$
$CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$	એકમરહિત

દાખલો 7 : $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ પ્રક્રિયાનો સંતુલન-અચળાંક K_c 810 K તાપમાને 4.25 છે. ધારો કે આ પ્રક્રિયામાં શરૂઆતમાં 0.1 મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા M સાંદ્રતા ધરાવતા પ્રક્રિયકોથી શરૂ કરવામાં આવી હોય તો સંતુલન સમયે $CO_{(g)}$, $H_2O_{(g)}$, $CO_{2(g)}$ અને $H_{2(g)}$ની સાંદ્રતા 810 K તાપમાને ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા :	$CO_{(g)}$ +	$H_2O_{(g)} \rightleftharpoons$	$CO_{2(g)}$ +	$H_{2(g)}$
શરૂઆતની સાંદ્રતા	0.1M	0.1M	0	0
સંતુલન સમયે સાંદ્રતા	$(0.1 - x)$M	$(0.1 - x)$M	xM	xM

જ્યાં xM સંતુલન સમયે $CO_{2(g)}$ અથવા $H_{2(g)}$ની સાંદ્રતા છે. હવે સંતુલન-અચળાંક

$$K_c = \frac{[CO_{2(g)}]\,[H_{2(g)}]}{[CO_{(g)}]\,[H_2O_{(g)}]}$$

$$= \frac{[x]\,[x]}{[0.1-x]\,[0.1-x]}$$

$$\therefore\ 4.25 = \frac{x^2}{[0.1-x]^2}$$

$$\therefore\ x^2 = 4.25\ (0.01 - 0.2x + x^2)$$

$$\therefore\ x^2 = 0.0425 - 0.850x + 4.25x^2 = 0$$

$$\therefore\ 3.25x^2 - 0.850x + 0.0425 = 0$$

દ્વિઘાત સમીકરણના સહગુણાંકો

a = 3.25, b = − 0.850, અને c = 0.0425 થશે

દ્વિઘાત સમીકરણ $ax^2 + bx + c = 0$ના ઉકેલ

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$= \frac{+0.850 \pm \sqrt{(0.85)^2 - 4\,(3.25)\,(0.0425)}}{(2\times3.25)}$$

$$\therefore\ x = \frac{0.850 \pm 0.41}{6.50}$$

∴ બે ઉકેલોમાંનો એક $x_1 = \frac{0.850+0.41}{6.50} = 0.19$

અને બીજો ઉકેલ $x_1 = \frac{0.850-0.41}{6.50} = 0.068$ પરંતુ શરૂઆતની સાંદ્રતા 0.1M છે, આથી 0.19M મૂલ્ય સ્વીકાર્ય નથી. તેથી x = 0.068M સ્વીકાર્ય મૂલ્ય છે.

આથી $x = [CO_{2(g)}] = [H_{2(g)}] = 0.068$ M

અને સંતુલને $CO_{(g)}$ની સાંદ્રતા

$(0.1 - x) = (0.1 - 0.068) = 0.032$M

અને $H_{2(g)}$ની સાંદ્રતા

$(0.1 - x) = (0.1 - 0.068) = 0.032$M

4.10 સંતુલન અચળાંકના અનુપ્રયોગો (Applications of Equilibrium Constant)

સંતુલન અચળાંકના કેટલાક અગત્યના અનુપ્રયોગો નીચે પ્રમાણે છે :

(i) પ્રક્રિયા પૂર્ણતાનું પ્રાક્કથન : પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય પ્રક્રિયાની પૂર્ણતાનું પ્રમાણ દર્શાવે છે. જો K_cનું મૂલ્ય 1 કરતાં વધારે હોય તો નીપજોનું પ્રમાણ વધારે મળશે. એટલે કે પ્રક્રિયકોમાંથી નીપજ મળવાની પ્રક્રિયા પૂર્ણ થવા તરફ જશે. જો K_cનું મૂલ્ય 1 કરતાં ઓછું હોય તો પ્રક્રિયકોનું પ્રમાણ નીપજના પ્રમાણ કરતાં વધું થવાથી પ્રક્રિયાની પૂર્ણતા તરફની સ્થિતિમાં ઘટાડો જણાશે. જો K_cનું મૂલ્ય 1 હશે, તો પ્રક્રિયકો અને નીપજોના પ્રમાણની સંતુલન સ્થિતિ પ્રાપ્ત થશે.

(ii) પ્રક્રિયાની દિશા (પુરોગામી કે પ્રતિગામી)નું પ્રાક્કથન : કોઈ પણ તબક્કે રાસાયણિક પ્રક્રિયા કઈ દિશામાં થશે તેનું પ્રાક્કથન સંતુલન અચળાંકના મૂલ્ય પરથી કરી શકાય. આ માટે પ્રક્રિયા ભાગફળ (Quotient) (Q_c) ગણવો પડે. અગાઉ જણાવ્યા પ્રમાણે

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ પ્રક્રિયા માટે K_cનું મૂલ્ય થશે.

$$K_c = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b} = Q_c$$

જો $Q_c < K_c$ થાય અથવા $K_c > Q_c$ થાય, તો પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં થશે એટલે પ્રક્રિયકમાંથી નીપજ તરફ થશે. જો $Q_c > K_c$ થાય અથવા $K_c < Q_c$ થાય તો પ્રક્રિયા પ્રતિગામી દિશામાં થશે એટલે કે નીપજથી પ્રક્રિયક તરફ થશે અને $Q_c = K_c$ થાય, તો પ્રક્રિયા સંતુલનમાં રહે.

દાખલો 8 : પ્રક્રિયા $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ માટે K_cનું મૂલ્ય 700 K તાપમાને 57.0 જણાયું છે. ધારો કે પ્રક્રિયા મિશ્રણમાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા કોઈ નક્કી કરેલા સમયે નીચે પ્રમાણે છે. $[H_2]$ = 0.05 M, $[I_2]$ = 0.10 M અને [HI] = 0.20M પ્રક્રિયા કઈ દિશામાં આગળ વધશે તે નક્કી કરો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]} = Q_c$$

$$Q_c = \frac{(0.20)^2}{(0.05)\,(0.1)} = \frac{0.04}{0.005} = 8$$

આમ $Q_c = 8$ અને $K_c = 57.0$ છે માટે $Q_c < K_c$ એટલે કે પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં એટલે કે પ્રક્રિયકમાંથી નીપજ મળવા તરફ આગળ વધશે.

(iii) સંતુલન-સાંદ્રતાની ગણતરી : સંતુલન સમયે નીપજો અને પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા જાણતા હોઈએ તો સંતુલન-અચળાંકનું મૂલ્ય ગણી શકીએ અને પ્રક્રિયકોની શરૂઆતની સાંદ્રતા અને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય જાણતા હોઈએ, તો સંતુલને સાંદ્રતા ગણી શકાય. આ માટે નીચેના તબક્કાઓ અનુસરવા પડે :

તબક્કો 1 : રાસાયણિક પ્રક્રિયાને સમતુલિત સ્વરૂપમાં લખો.

તબક્કો 2 : પ્રક્રિયાના પ્રક્રિયકો અને નીપજોની નીચે (a) તેમની શરૂઆતની સાંદ્રતા દર્શાવો. (b) સંતુલન પ્રાપ્ત થતાં સાંદ્રતામાં થતો ફેરફાર દર્શાવો. (c) સંતુલન સાંદ્રતા લખો. સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા દબાણ બાર (bar)માં દર્શાવો. જેની જાણ ન હોય તેને માટે x લખો અને પછી તેમની તત્ત્વયોગમિતિ જણાવો.

તબક્કો 3 : સંતુલન અચળાંક માટેના સમીકરણમાં સંતુલન સાંદ્રતાઓનાં મૂલ્યો મૂકો અને સમીકરણનો ઉકેલ કાઢો. જો દ્વિઘાત સમીકરણ આવે, તો તેને માટેનું સૂત્ર વાપરી બન્ને મૂલ્યો શોધો અને સ્વીકાર્ય મૂલ્ય નક્કી કરો.

તબક્કો 4 : xના મૂલ્યો પરથી સંતુલન સાંદ્રતા શોધો.

તબક્કો 5 : સંતુલન સાંદ્રતાનાં મૂલ્યો સંતુલન અચળાંક માટેનાં સમીકરણમાં મૂકી સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય ચકાસો.

દાખલો 9 : 6.9 ગ્રામ N_2O_4ને 0.5 લિટરના કદવાળા બંધપાત્રમાં લેવામાં આવ્યો. તાપમાન 400 K છે. સંતુલન પ્રાપ્ત કરવા જરૂરી સમય પસાર થવા દીધો. જો પ્રક્રિયા $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ હોય અને સંતુલને કુલ દબાણ 9.15 બાર હોય, તો K_c, K_p અને સંતુલન સમયે આંશિક દબાણ ગણો.

R = 0.082 લિટર વાતા. મોલ$^{-1}$ કે$^{-1}$

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

N_2O_4ના મોલ $= \dfrac{N_2O_4\text{નું દળ}}{\text{આણ્વિય દળ}}$

$= \dfrac{6.9}{92} = 0.075$

બંધ-પાત્રનું કદ 0.5 લિટર છે.

હવે PV = nRT

$P = \dfrac{n}{V}RT$

$= \dfrac{0.075}{0.5} \times 0.082 \times 400 = 4.92$ બાર

સંતુલન સમયે કુલ દબાણ 9.15 બાર છે.

પ્રક્રિયા : $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

શરૂઆતની સાંદ્રતા (દબાણ)

4.92 બાર 0 બાર

સંતુલને સાંદ્રતા (દબાણ)

$(4.92 - x)$ બાર $2x$ બાર

(જ્યાં $x = NO_2$ની સાંદ્રતા (દબાણ)

હવે કુલ દબાણ = $N_2O_{4(g)}$નું વિભાગીય દબાણ + $NO_{2(g)}$નું વિભાગીય દબાણ

$\therefore 9.15 = (4.92 - x) + 2x$

$\therefore 9.15 = 4.92 - x + 2x = 4.92 + x$

$\therefore x = 9.15 - 4.92 = 4.23$ બાર

N_2O_4નું સંતુલન સમયે વિભાગીય દબાણ

$p_{N_2O_4} = 4.92 - 4.23 = 0.69$ બાર

NO_2નું સંતુલન સમયે વિભાગીય દબાણ

$p_{NO_2} = 2x = 2 \times 4.23 = 8.46$ બાર

હવે $K_p = \dfrac{(p_{NO_2})^2}{(p_{N_2O_4})}$

$= \dfrac{(8.46)^2}{0.69} = 103.73$ બાર

$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta n_g}$

$\therefore 103.73 = K_c\ (0.082 \times 400)^1$

અહીં Δn_g = (વાયુમય NO_2ના મોલ − વાયમુય N_2O_4ના મોલ)

$= (2 - 1) = 1$

$\therefore K_c = \dfrac{103.73}{0.082 \times 400}$

$= 3.162 \approx 3.2$ મોલ લિટર$^{-1}$

4.11 સંતુલન અચળાંક K, પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c અને ગિબ્સ મુક્ત-ઊર્જા વચ્ચેના સંબંધ (Relation between Reaction Quotient Q_c, Equilibrium Constant K and Gibbs' free Energy)

રાસાયણિક સંતુલનને રાસાયણિક ગતિકી સાથે સંબંધ નથી, પરંતુ ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર સાથે ચોક્કસ સંબંધ છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર ΔGને ગિબ્સ મુક્ત-ઊર્જા ફેરફાર તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. આ તફાવત

પ્રક્રિયાની નીપજોની કુલ મુક્ત ઊર્જા અને પ્રક્રિયકોની કુલ મુક્ત ઊર્જાનો તફાવત છે, તેનાં ત્રણ મૂલ્યો સંભવી શકે. ઋણ, શૂન્ય અને ધન. સંતુલન અચળાંક સાથેના તેના સંબંધની ચર્ચા કરીએ.

(i) જો ΔGનું મૂલ્ય ઋણ હોય, તો પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત (આપમેળે) થશે અને હંમેશાં તે નીપજ તરફ પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે.

(ii) જો ΔGનું મૂલ્ય ધન હોય, તો પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત નહિ હોય અને હંમેશાં નીપજથી પ્રક્રિયક તરફ પ્રતિગામી દિશામાં આગળ વધશે.

(iii) જો ΔGનું મૂલ્ય શૂન્ય હશે, તો પ્રક્રિયા સંતુલનમાં એટલે કે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતાઓ સંતુલનમાં રહેશે અને પ્રક્રિયા પુરોગામી કે પ્રતિગામી દિશામાંથી કોઈ પણ દિશામાં આગળ વધશે નહિ.

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં મુક્ત શક્તિ ફેરફાર ΔG અને સાંદ્રતા ભાગફળ (Q_c) વચ્ચે નીચે પ્રમાણે સંબંધ છે :

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT\ln Q_c \qquad (4.17)$$

જ્યાં ΔG^0 = પ્રમાણિત ગિબ્સ ઊર્જા ફેરફાર છે. અથવા ગિબ્સ ઊર્જાનું મૂલ્ય પ્રમાણિત સ્થિતિમાં છે.

આપણે જોયું તેમ સંતુલને $\Delta G = 0$

તેથી $Q_c = K_c$ થશે અને સમીકરણ 4.17માં મૂલ્યો મૂકતાં,

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT\ln K = 0 \text{ થશે.} \qquad (4.18)$$

$$\text{અથવા } \Delta G^0 = -RT\ln K \qquad (4.19)$$

આ સમીકરણનો પ્રતિઘાતાંક લઈ સમીકરણ લખીએ તો તેને $K = e^{-\Delta G^0/RT}$ (4.20)

તરીકે લખી શકાય. આથી સમીકરણ 4.20નો ઉપયોગ કરી પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્ફુરિતાને ΔGના મૂલ્ય સાથે સાંકળી શકાય. જેમકે

(i) $\Delta G^0 < 0$ હોય, તો $-\Delta G^0/RT$ ધન બને અને તેથી $K = e^{-\Delta G^0/RT} > 1$ જે દર્શાવે છે કે $K > 1$થશે. આથી કહી શકાય કે જો $K > 1$ હોય અથવા ΔGનું મૂલ્ય ઋણ હોય, તો પ્રક્રિયા હંમેશાં પુરોગામી દિશામાં જ આગળ વધશે અને નીપજોનું પ્રમાણ વધારે થશે.

(ii) જો $\Delta G^0 > 0$ હોય, તો $-\Delta G^0/RT$ ઋણ થશે અને તેથી $K = e^{-\Delta G^0/RT} < 1$ એટલે કે $K < 1$ થશે. આ દર્શાવે છે કે પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત નથી અને નીપજોનું પ્રમાણ પ્રક્રિયકોના પ્રમાણમાં ઓછું હશે.

દાખલો 10 : ગ્લાયકોલિસિસ દરમિયાન ગ્લુકોઝની ફૉસ્ફોરાઇલેશન પ્રક્રિયામાં સંતુલન-અચળાંકનું મૂલ્ય 298 K તાપમાને 3.8×10^{-3} મળેલ છે. આ પ્રક્રિયા માટે ΔG^0નું મૂલ્ય ગણો અને પ્રક્રિયા વિશે તમારું મંતવ્ય જણાવો.

ઉકેલ : $K = 3.8 \times 10^{-3}$ અને $T = 298$ K છે.

હવે $\Delta G^0 = -RT\ln K$

$= -2.303RT \log K$

$= -2.303 \times 8.314 \times 298 \times \log 3.8 \times 10^{-3}$

$= -2.303 \times 8.314 \times 298 \times (-2.4202)$

$= 13809$ જૂલ મોલ$^{-1} \approx 13.81$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

ΔG^0નું મૂલ્ય ધન હોઈ પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત નહિ હોય.

4.12 રાસાયણિક સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો (Factors Affecting Chemical Equilibrium)

ઉદ્યોગોમાં ઓછામાં ઓછા ખર્ચે વધુમાં વધુ નીપજ મેળવવાનો આશય હોય છે. આથી સંતુલન કેવી રીતે રાખવું કે જેથી વધુ નીપજ મળે. તેને માટે અસર કરતાં પરિબળોનો અભ્યાસ અને સમન્વય મહત્ત્વનાં બને છે. સંતુલનમાં રહેલી પ્રક્રિયાને અસર કરતાં પરિબળોમાં પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા અથવા દબાણ, તાપમાન અને ઉદ્દીપકના ઉપયોગનો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે. ડાયહાઇડ્રોજન અને ડાયનાઇટ્રોજન વાયુઓનો ઉપયોગ કરી હેબરવિધિથી એમોનિયા વાયુનું ઉત્પાદન અગત્યની પ્રક્રિયા છે. કારણ કે કેટલાય કરોડ ટન કૃત્રિમ ખાતરનું ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન કરવામાં તેનો ઉપયોગ થાય છે. આથી આવી પ્રક્રિયાઓને અસર કરતાં પરિબળોનો અભ્યાસ જરૂરી બને છે.

સંતુલન અચળાંક પ્રક્રિયકની સાંદ્રતાથી સ્વતંત્ર છે. પરંતુ કોઈ પણ પ્રક્રિયકની સાંદ્રતામાં અથવા દબાણમાં ફેરફાર કરવામાં આવે, તો સંતુલન પર અસર પડે છે. આ અસર નાબૂદ કરવા સંતુલન પ્રયત્ન કરે છે. પ્રક્રિયા ઉષ્માશોષક કે ઉષ્માક્ષેપક પણ હોઈ શકે. તેથી શોષાતી ઉષ્મા કે બહાર ફેંકાતી ઉષ્મા પણ અનુક્રમે પ્રક્રિયક કે નીપજ જેવું જ કાર્ય કરે છે અને તેની સંતુલન પર અસર પડે છે. તેને નાબૂદ કરવા સંતુલન પ્રયત્ન કરે છે. સાંદ્રતા, તાપમાન વગેરેની અસરનો અભ્યાસ વૈજ્ઞાનિક લ શેટેલિયરના નિયમ પ્રમાણે નીચે મુજબ થશે :

"સંતુલન અવસ્થાને અસર કરતાં પરિબળોમાંથી કોઈ એક પરિબળમાં ફેરફાર કરવામાં આવે તો પ્રણાલીમાં એવો ફેરફાર થશે કે જેથી ફેરફાર નાબૂદ થશે અથવા નહિવત્ થશે અને સંતુલન અચળાંક તે તાપમાને અચળ રહેશે." આ નિયમ બંને ભૌતિક અને રાસાયણિક સંતુલનને લાગુ પાડી શકાય છે.

આપણે સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો જેવાં કે (1) સાંદ્રતામાં ફેરફાર (2) દબાણમાં ફેરફાર (3) નિષ્ક્રિય વાયુનો ઉમેરો (4) તાપમાનમાં ફેરફાર અને (5) ઉદ્દીપકનો ઉપયોગનો વિગતવાર અભ્યાસ કરીશું.

(1) સાંદ્રતામાં ફેરફારની અસર : સંતુલનમાં રહેલી પ્રક્રિયામાં જો પ્રક્રિયક ઉમેરીએ અથવા નીપજ દૂર કરીએ, તો લ શેટેલિયરના નિયમ પ્રમાણે સંતુલન પર તેની અસર નીચે પ્રમાણે થશે :

(a) પ્રક્રિયક અથવા નીપજની સાંદ્રતામાં પ્રક્રિયક અથવા નીપજ ઉમેરીને વધારો કરવામાં આવે, તો પ્રક્રિયા એવી રીતે થશે જેથી સાંદ્રતાનો વધારો ઉપયોગમાં આવશે. એટલે કે પ્રક્રિયકની સાંદ્રતા વધારવામાં આવે, તો નીપજની સાંદ્રતા વધશે અને નીપજની સાંદ્રતામાં વધારો કરવામાં આવે તો પ્રક્રિયકની સાંદ્રતામાં વધારો થવાની દિશામાં પ્રક્રિયા પરિણમશે.

(b) પ્રક્રિયક અથવા નીપજની સાંદ્રતામાં પ્રક્રિયક અથવા નીપજને દૂર કરીને સાંદ્રતાનો ઘટાડો કરવામાં આવે, તો પ્રક્રિયા એવી રીતે થશે, જેથી દૂર કરાયેલ નીપજ અથવા પ્રક્રિયક ફરી પ્રસ્થાપિત થાય.

આમ, પ્રક્રિયક કે નીપજની સાંદ્રતામાં કોઈ પણ ફેરફાર કરવામાં આવે, તો સંતુલન આ ફેરફારને ન્યૂનતમ કરવા તરફ જઈ સંતુલન મિશ્રણ ગોઠવાશે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_3$ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો ડાયનાઇટ્રોજન અથવા ડાયહાઇડ્રોજનની સાંદ્રતા વધારવામાં આવે તો પ્રક્રિયા જમણી તરફ આગળ વધશે અને નીપજ એમોનિયા વધુ મળશે. જો ડાયનાઇટ્રોજન કે ડાયહાઇડ્રોજનની સાંદ્રતામાં ઘટાડો કરવામાં આવે, તો પ્રક્રિયા ડાબી બાજુ જશે અને પ્રક્રિયકો ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇડ્રોજન પાછા મળશે. એટલે કે એમોનિયાનું ઉત્પાદન ઘટશે. અહીં યાદ રાખવું જરૂરી છે કે પ્રક્રિયામાં 1 મોલ નાઇટ્રોજન 3 મોલ હાઇડ્રોજન પ્રક્રિયા કરી 2 મોલ એમોનિયા બનાવે છે. તેથી ડાયનાઇટ્રોજનને બદલે ડાયહાઇડ્રોજનની સાંદ્રતામાં થતો વધારો વધારે નીપજ આપશે.

અન્ય ઉદાહરણ વિષમાંગ સંતુલનનું લઈએ. બંધપાત્રમાં ઘન $CaCO_{3(s)}$ને ગરમ કરતાં નીચેની વિઘટન પ્રક્રિયા થશે :

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

આથી જો વધુ $CaO_{(s)}$ મેળવવો હોય, તો પ્રક્રિયામાંથી બનતા $CO_{2(g)}$ વાયુને દૂર કરતા રહેવું પડે, કારણ કે $CO_{2(g)}$, $CaO_{(s)}$ ઘન સાથે જોડાઈ પ્રતિગામી પ્રક્રિયા કરે તો નીપજનું પ્રમાણ ઘટે. આથી $CO_{2(g)}$ને પ્રક્રિયાપાત્રમાંથી દૂર કરવાથી વધુ $CaO_{(s)}$ મેળવી શકાય.

પ્રવૃત્તિ : આયનીય સંતુલનમાંના એક ઉદાહરણનો વિચાર કરીએ. $Fe^{3+}_{(aq)}$ આયન, $SCN^{-}_{(aq)}$ આયન સાથે પ્રક્રિયા કરી $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$ આયન બનાવે છે.

$$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}$$

આછો પીળો રંગ રંગવિહીન લોહી જેવો લાલ રંગ

આ પ્રક્રિયામાં $Fe^{3+}_{(aq)}$ અથવા $SCN^{-}_{(aq)}$ ઉમેરી પ્રક્રિયકની સાંદ્રતામાં વધારો કરવામાં આવે તો વધુ $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$ આયન બનવાથી લાલ રંગ વધુ ઘેરો થશે. જો $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$ ઉમેરી નીપજની સાંદ્રતામાં વધારો કરવામાં આવે તો $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$ સાંદ્રતા ઘટવાથી લાલ રંગની તીવ્રતા ઘટશે, કારણ કે પ્રક્રિયા પ્રક્રિયક તરફ જશે. આને પ્રયોગપોથીમાં નિર્દેશન પ્રયોગ તરીકે આપેલ છે. માટે આ પ્રક્રિયાને પ્રવૃત્તિ રૂપે કરવી જ જોઈએ.

(2) દબાણના ફેરફારની અસર : દબાણમાં ફેરફાર વાયુની સાંદ્રતા વધારી કે ઘટાડીને અથવા પાત્રનું કદ અનુક્રમે ઘટાડીને કે વધારીને પણ કરી શકાય. આ પ્રમાણેનો ફેરફાર કરવાથી વાયુમય પ્રક્રિયકો અને વાયુમય નીપજોના તથા કુલ નીપજોના પ્રમાણમાં ફેરફાર થઈ શકે. આવી પ્રક્રિયાઓમાં પણ લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત લાગુ પાડી શકાય. વિષમાંગ સંતુલનમાં ઘન અને પ્રવાહી પદાર્થો પર દબાણની અસરને ધ્યાનમાં ન લઈએ, તો ચાલે કારણ કે તેમનાં કદ અને સાંદ્રતા દબાણના ફેરફારથી સ્વતંત્ર છે. આપણે નીચેનું ઉદાહરણ લઈએ :

$$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)}$$

આ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયક $CO_{(g)}$નો 1 મોલ પ્રક્રિયક $H_{2(g)}$ના 3 મોલ સાથે પ્રક્રિયા કરી નીપજ $CH_{4(g)}$નો 1 મોલ તથા નીપજ $H_2O_{(g)}$ નો 1 મોલ આપે છે. આમ, કુલ 4 મોલ પ્રક્રિયકોમાંથી 2 મોલ નીપજો મળે છે. આથી પ્રક્રિયા દરમિયાન મોલની સંખ્યામાં ઘટાડો થાય છે.

ધારો કે આ પ્રક્રિયા કરતાં બંધ પાત્ર પર દબાણ વધારી નિયત તાપમાને સંતુલન મિશ્રણના કદને અડધું કરવામાં આવે, તો શું થાય ? કુલ દબાણ બમણું થશે કારણ કે PV = અચળાંક છે. આથી પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા અથવા દબાણ બદલાયાં, જેથી લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે સંતુલન ફરી મૂળ અવસ્થા પ્રાપ્ત કરવા પ્રયત્ન કરશે. દબાણ બમણું થવાથી અને પ્રક્રિયકોના 4 મોલમાંથી નીપજના 2 મોલ મળતા હોવાથી મોલમાં ઘટાડાને લીધે પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં જશે એટલે કે વધુ નીપજ મળશે.

આથી ઊલટું જો પ્રક્રિયા $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ માં વાયુમય નીપજની મોલની સંખ્યા (0 થી 1) વધે છે. $CO_{2(g)}$ ઉમેરીને દબાણ વધારવામાં આવે, તો પ્રક્રિયા પ્રતિગામી દિશામાં જશે અને નીપજમાં ઘટાડો આપશે.

(3) નિષ્ક્રિય વાયુનો ઉમેરો : જો પ્રણાલીનું કદ અચળ રાખવામાં આવે અને પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતો ન હોય તેવો કોઈ નિષ્ક્રિય વાયુ ઉમેરવામાં આવે, તો સંતુલન પર કોઈ અસર પડશે નહિ. નિષ્ક્રિય વાયુ પ્રક્રિયક કે નીપજ સાથે પ્રક્રિયા કરતો ન હોવાથી તેમનાં વિભાગીય દબાણ બદલાશે નહિ. પરિણામે સંતુલન પર કોઈ અસર થશે નહિ. આપણે અગાઉ જોયું K_c જેનો આધાર Q_c પર છે તેમાં કોઈ ફેરફાર થતો નથી.

(4) તાપમાનની અસર : સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય તાપમાન સાથે સંકળાયેલ છે. એટલે કે નિયત તાપમાને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય નિશ્ચિત હોય છે. તાપમાન બદલાય તો તેનું મૂલ્ય બદલાય છે. પ્રક્રિયાઓ બે પ્રકારની હોઈ શકે : (1) ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા અને (2) ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા. તાપમાનમાં ફેરફાર કરવાથી પ્રક્રિયામાંથી બહાર ફેંકાતી અથવા શોષાતી ઉષ્મામાં ફેરફાર થાય છે. ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયામાં ઉષ્મા શોષાતી હોવાથી તે એક પ્રક્રિયકની જેમ કાર્ય કરે છે. ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયામાં ઉષ્મા બહાર ફેંકાતી હોવાથી તે નીપજની જેમ કાર્ય કરે છે. આથી કહી શકાય કે (1) તાપમાનના વધારાથી ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક વધે છે. અને (2) તાપમાનના વધારાથી ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક ઘટે છે. વિશેષમાં એ પણ સ્પષ્ટ કરી લઈએ કે તાપમાનનો વધારો કે ઘટાડો પ્રક્રિયા દર પર પણ અસર કરે છે. $NH_{3(g)}$ના ઉત્પાદનની પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીએ.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

$$\Delta H = -92.38 \text{ કિલો જૂલ મોલ}^{-1}$$

ΔH એટલે એન્થાલ્પીનો ફેરફાર જે નીપજોની કુલ એન્થાલ્પી અને પ્રક્રિયકોની કુલ એન્થાલ્પીનો તફાવત છે. તેનું ધનમૂલ્ય ઉષ્માશોષક અને તેનું ઋણમૂલ્ય ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા સૂચવે છે. આથી ઉપરની પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક છે અગાઉ જોયું તેમ તાપમાનનો વધારો ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા માટે ફાયદાકારક નથી, કારણ કે પ્રક્રિયા પ્રતિગામી દિશામાં જઈ નીપજમાં ઘટાડો કરશે. આથી તાપમાનમાં ઘટાડો વધુ નીપજ મેળવવા માટે ફાયદાકારક છે. પરંતુ તાપમાનમાં ઘટાડો કરવાથી પ્રક્રિયાનો દર ઘટે છે. આથી પ્રક્રિયા પૂર્ણ થવામાં વધુ સમય લાગે છે.

આથી સમાધાન રૂપે શક્ય તેટલું નીચું તાપમાન, જરૂર જેટલું વધારે દબાણ રાખી, ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. આથી શક્ય તેટલી વધુ નીપજ શક્ય તેટલા ઓછા સમયમાં મેળવી શકાય છે. આ પ્રકારની પરિસ્થિતિને 'ઑપ્ટિમાઇઝેશન પરિસ્થિતિ' (Optimization state) કહે છે.

પ્રવૃત્તિ : સંતુલન-પ્રક્રિયા પર તાપમાનની અસરનો અભ્યાસ નીચેની પ્રક્રિયાથી કરી શકાય :

$$\underset{\text{બદામી રંગ}}{2NO_{2(g)}} \underset{+\Delta}{\overset{-\Delta}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{રંગવિહીન}}{N_2O_{4(g)}} \qquad \Delta H = -ve$$

આ પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક હોઈ બરફનો ઉપયોગ કરી તાપમાનમાં ઘટાડાની અને ગરમ પાણીના બાથમાં મૂકીને તાપમાનમાં વધારાની અસરનો અભ્યાસ કરી શકાય. આ પ્રવૃત્તિ માટે પ્રયોગપોથીના નિર્દેશન પ્રયોગ પ્રમાણે પ્રયોગ કરો અને તાપમાનની અસર વિશે તારણ મેળવો.

(5) ઉદ્દીપકની અસર : યોગ્ય ઉદ્દીપક કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયાનો વેગ વધારવામાં મદદ કરે છે, જેમ કે હેબરની પદ્ધતિથી એમોનિયા વાયુ મેળવવામાં લોખંડનો ભૂકો ઉદ્દીપક તરીકે વપરાય છે. ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ રાસાયણિક ગતિકી સાથે સંકળાયેલ છે. કારણ કે તે પ્રક્રિયાના વેગ પર અસર કરે છે. ઉદ્દીપકનું કાર્ય રાસાયણિક પ્રક્રિયાની સક્રિયકરણ ઊર્જા ઘટાડવાનું છે. તેથી પ્રક્રિયા સરળતાથી પ્રક્રિયકથી નીપજ તરફ ફેરવાય. આ પ્રક્રિયા દરમિયાન સક્રિયકરણ ઊર્જા ઘટે છે. પરંતુ સંતુલન અચળાંક પર કોઈ અસર થતી નથી. એટલે કે નીપજનું વધારે પ્રમાણ મેળવાતું નથી. ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇડ્રોજન વાયુઓના સંયોગીકરણથી હેબરવિધિ દ્વારા મેળવાતા એમોનિયા વાયુની પ્રક્રિયાનો કિસ્સો તપાસીએ.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

$$\Delta H = -92.38 \text{ કિલો જૂલ મોલ}^{-1}$$

ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયામાં કુલ 4 મોલ પ્રક્રિયકોમાંથી 2 મોલનીપજ મળે છે. આથી દબાણમાં વધારો લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંતને આધારે વધુ એમોનિયા મેળવવામાં ફાયદાકારક છે. પરંતુ બંધ પાત્રમાં થતી પ્રક્રિયાઓમાં દબાણનો બહુ મોટો વધારો ઘણી વાર પાત્રને તોડી નાખે છે. માટે દબાણ સીમિત રાખવું પડે છે. વળી, આ પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક છે માટે તાપમાનનો ઘટાડો લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે નીપજ મેળવવા માટે ફાયદાકારક છે, પરંતુ તાપમાનમાં ઘટાડો પ્રક્રિયાવેગ પર અસર કરે છે અને તેનો ઘટાડો કરે છે. આથી પ્રક્રિયા પૂર્ણ થવા માટે વધુ સમયની જરૂર પડે છે. તે ઉદ્યોગમાં આર્થિક રીતે ફાયદાકારક નથી. આથી તાપમાન પણ સીમિત કરવું પડે છે. આ બન્નેના સમન્વય સાથે યોગ્ય ઉદ્દીપક વાપરી સક્રિયકરણ શક્તિ ઘટાડી પ્રક્રિયાનો દર વધારી ઓછા સમયમાં શક્ય તેટલી વધુ નીપજ મેળવવામાં આવે છે. આથી હેબરે એમોનિયાના ઉત્પાદનની પ્રક્રિયામાં આયર્ન પાઉડરનો ઉદ્દીપક તરીકે ઉપયોગ કર્યો. જેથી સંતોષકારક પરિણામ મેળવી શકાયાં. એમોનિયાના ઉત્પાદનમાં સમન્વય કરેલા દબાણ અને તાપમાનમાં મૂલ્ય 200 બાર અને 773 K તાપમાન છે અને આયર્ન પાઉડર ઉદ્દીપક તરીકે વપરાય છે. જો રાસાયણિક પ્રક્રિયાના સંતુલન-અચળાંક K_cનું મૂલ્ય ઘણું જ ઓછું હોય, તો ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ ખાસ કારગત નીવડતો નથી.

4.13 દ્રાવણમાં આયનીય સંતુલન (Ionic Equilibrium in Solution)

સંતુલનના આ એકમમાં આપણે અત્યાર સુધી જે અભ્યાસ કર્યો તેમાં આણ્વિય પ્રક્રિયાઓનો સમાવેશ કરવામાં આવ્યો છે. હવે પછીના ભાગમાં આપણે જે સંતુલનની ચર્ચા કરીશું, તેમાં આયનો સંકળાયેલાં હશે આમ, આ એકમમાં અગાઉના ભાગમાં રાસાયણિક સંતુલનનો અભ્યાસ કર્યો અને હવે આયનીય સંતુલનનો અભ્યાસ કરીશું. પ્રાયોગિક કાર્ય અંગેની પ્રયોગપોથીમાં એક પ્રયોગ આયનીય સંતુલન વિશેનો છે. ફેરિક નાઇટ્રેટના દ્રાવણમાં પોટૅશિયમ થાયોસાયનેટનું દ્રાવણ ઉમેરતાં લોહી જેવો રંગ જોવા મળે છે. આ સંતુલન પ્રક્રિયા આયન સ્વરૂપે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$$

આછો પીળો રંગ રંગવિહીન લોહી જેવો લાલ રંગ

આ સંતુલન-પ્રક્રિયામાં આયનોની સાંદ્રતા દર્શાવીને સંતુલન અચળાંક K_c લખીએ, તો $K_c = \frac{[Fe(SCN)]^{2+}}{[Fe^{3+}][SCN^{-}]}$

આયનોની સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા મોલારિટીમાં દર્શાવાતી હોવાથી સંતુલન અચળાંક K_c તરીકે દર્શાવાય. આયનો મોટે ભાગે જલીય દ્રાવણોમાં જ હોય.

તમે જાણો છે કે સોડિયમ ક્લોરાઇડના જલીય દ્રાવણમાંથી વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર થઈ શકે છે. સોડિયમ ક્લોરાઇડની સાંદ્રતા વધારીએ, તો વાહકતા વધે છે. જ્યારે પાણીમાંથી વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર કરવામાં આવે છે, ત્યારે તેમાંથી નહિવત્ વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર થાય છે. જલીય દ્રાવણોમાં વિદ્યુતનું વહન આયનો દ્વારા થાય છે. આથી કહી શકાય કે સોડિયમ ક્લોરાઇડનાં જલીય દ્રાવણોમાં આયનો હાજર છે, જ્યારે પાણીમાં આયનોની હાજરી નહિવત્ છે. માઇકલ ફેરાડે (Michael Faraday) એ આ પરથી પદાર્થોનું બે વિભાગમાં વર્ગીકરણ કર્યું : (1) વિદ્યુતવિભાજ્ય અને (2) વિદ્યુતઅવિભાજ્ય. ઉપરના ઉદાહરણમાં સોડિયમ ક્લોરાઇડ વિદ્યુતવિભાજ્ય છે. કારણ કે વિદ્યુતનું વહન કરે છે અને વિદ્યુત વડે વિભાજન પામે છે. પાણી વિદ્યુતનું વહન કરતું નથી અને વિદ્યુત વડે તે વિભાજન પામતું નથી, માટે વિદ્યુત અવિભાજ્ય છે.

ત્યાર બાદ જણાયું કે વિદ્યુતવિભાજ્યોના પણ બે ભાગ પાડી શકાય. જેમકે કેટલાંક સંયોજનો સંપૂર્ણ આયનીકરણ પામી જલીય દ્રાવણમાં આયન સ્વરૂપે હોય છે. એટલે કે તેમનું લગભગ 100% આયનીકરણ થયેલું હોય છે. દા.ત., NaClનું દ્રાવણ. કેટલાંક સંયોજનો અપૂર્ણ આયનીકરણ ધરાવે છે, એટલે કે તેમના જલીય દ્રાવણમાં આયનની સંખ્યા ઓછી હોય છે અને અવિયોજિત પદાર્થ પણ હાજર હોય છે. તેમનું આયનીકરણ ઘણું ઓછું (આશરે 2થી 3% જેટલું જ) હોય છે. વિદ્યુતનું વહન જલીય દ્રાવણમાંનાં આયનોની સંખ્યા પર આધાર રાખતું હોવાથી એમ કહી શકાય કે સોડિયમ ક્લોરાઇડ જેવા પદાર્થો સંપૂર્ણ આયનીકરણ પામે છે, તેથી તેમને પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્ય કહે છે. પરંતુ શુદ્ધ પાણી જેવા પદાર્થો અપૂર્ણ આયનીકરણ પામે છે, તેથી તેમને નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય કહે છે. નીચેના કોષ્ટક 4.2માં કેટલાંક ઉદાહરણો દર્શાવ્યા છે :

કોષ્ટક 4.2

વિદ્યુતવિભાજ્યનો પ્રકાર	ઉદાહરણો
(1) પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્ય	HCl, NaOH, KCl, NaCl, વગેરેનાં જલીય દ્રાવણ
(2) નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય	CH_3COOH, NH_4OH, CH_3NH_2 વગેરેનાં જલીય દ્રાવણ

પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્યોનું સંપૂર્ણ આયનીકરણ થતું હોવાથી પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં જ થાય છે, માટે સંતુલન શક્ય નથી. પરંતુ નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યોનું અપૂર્ણ આયનીકરણ થતું હોવાથી પ્રક્રિયા પુરોગામી અને પ્રતિગામી એમ બંને દિશાઓમાં થતી હોવાથી સંતુલન શક્ય બને છે. સંતુલન, સંતુલન અચળાંક અને સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળોનો અભ્યાસ માત્ર નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યોને જ લાગુ પાડી શકાય છે.

4.14 ઍસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર (Acid, Base and Salt)

આપણા રોજિંદા જીવનમાં આપણે ઍસિડ, બેઇઝ અને ક્ષારના સંપર્કમાં આવીએ છીએ. માણસની હોજરીમાં આશરે 1.2 થી 1.5 લિટર પ્રતિદિન જેટલો HCl સ્રાવ થાય છે. તે ઉપરાંત લીંબુનો રસ, આંબલીનું પાણી વગેરે ઍસિડ છે. NaOH અને KOH જેવા બેઇઝનો સાબુની બનાવટમાં ઉપયોગ થાય છે. ધોવાના સોડા, ખાવાના સોડા તથા મીઠા જેવા ક્ષારનો પણ આપણે, ઉપયોગ કરીએ છીએ. ધોવાના સોડાનો નિર્બળ બેઇઝ તરીકે અને સરકામાં રહેલા એસિટિક ઍસિડનો નિર્બળ ઍસિડ તરીકે પણ સમાવેશ કરી શકાય.

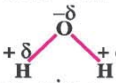
મોટા ભાગના ઍસિડ સ્વાદમાં ખાટા હોય છે. ખાટા શબ્દ માટે લૅટિન ભાષામાં ઍસિડસ (Acidus) શબ્દ છે, તે પરથી ઍસિડ (Acid) શબ્દ આવેલો છે.

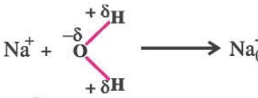
4.14.1 ઍસિડ અને બેઇઝની વ્યાખ્યા (Definition of Acid and Base) :

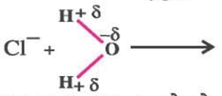
અગાઉનાં ધોરણોમાં કરેલા અભ્યાસ પરથી ઍસિડ અને બેઇઝની વ્યાખ્યા નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

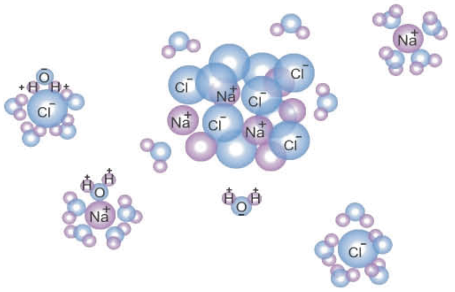
ઍસિડ એટલે એવા પદાર્થો (1) જે સ્વાદમાં ખાટા હોય છે. (2) ભીના ભૂરા લિટમસપત્રને લાલ બનાવે છે. (3) બેઇઝ સાથે પ્રક્રિયા કરી ક્ષાર અને પાણી બનાવે છે. (4) ધાતુ સાથે પ્રક્રિયા કરી કેટલાક સંજોગોમાં ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ ઉત્પન્ન કરે છે. એ જ પ્રમાણે બેઇઝ એટલે એવા પદાર્થો (1) જે સ્વાદમાં તૂરા હોય છે. (2) ભીના લાલ લિટમસપત્રને ભૂરા બનાવે છે તથા (3) ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરી ક્ષાર અને પાણી બનાવે છે.

ઉપર દર્શાવેલી વ્યાખ્યાઓ ઍસિડ અને બેઇઝના ગુણધર્મો પરથી તારવવામાં આવી છે. આથી તેમને સંક્રિયાત્મક (Operational) વ્યાખ્યાઓ કહે છે. તેમની મર્યાદા એ છે કે ઍસિડ ખાટા કેમ છે અથવા બેઇઝ તૂરા કેમ છે, તે સમજાવી શકાતું નથી. આથી સંક્રિયાત્મક વ્યાખ્યાઓને જૂની વ્યાખ્યાઓ કહે છે. હાલમાં વપરાતી આધુનિક વ્યાખ્યાઓને સંકલ્પનીય (Conceptual) વ્યાખ્યાઓ કહે છે. તેમાં આર્હેનિયસ, બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી અને લૂઇસની ઍસિડ-બેઇઝ વ્યાખ્યાઓનો સમાવેશ થાય છે. આનો આપણે આગળ ઉપર અભ્યાસ કરીશું.

ઘન અવસ્થાના એકમમાં અભ્યાસ કર્યા પ્રમાણે ઘન NaClમાં Na^+ અને Cl^- આયન રહેલા છે. છતાં વિદ્યુતનું વહન થતું નથી, કારણ કે દરેક Na^+ આયન છ. Cl^- આયન વડે અને દરેક Cl^- આયન છ Na^+ આયનથી ઘેરાયેલો છે. એટલે કે આયનો જકડાયેલાં રહેતાં હોવાથી વિદ્યુતનું વહન કરવા માટે મુક્ત મળતા નથી. પરંતુ તેનું જલીય દ્રાવણ અથવા પિગલિત અવસ્થામાંનો NaCl વિદ્યુતનું વહન કરે છે, કારણ કે આ બંને પરિસ્થિતિમાં આયનો એકબીજાથી દૂર થઈ વિદ્યુતવહન કરવા સબળ બને છે. જલીય દ્રાવણમાં વિદ્યુતવહન થવાનું કારણ પાણીનો ધ્રુવીય દ્રાવક તરીકેનો ગુણધર્મ છે. પાણીને  તરીકે દર્શાવી શકાય. આમ, ઑક્સિજન પર અંશતઃ ઋણભાર અને હાઇડ્રોજન પર અંશતઃ ધનભાર હોય છે. NaClમાંનો Na^+ પાણીમાંના ઋણભારીય ઑક્સિજન તરફ આકર્ષાય છે અને Cl^- પાણીમાંના ધનભારીય હાઇડ્રોજન તરફ આકર્ષાય છે.

તેથી  બને છે. તથા

 બને છે, જે અકબીજાથી અલગ જવા પ્રયત્ન કરે છે, તેથી વિદ્યુતનું વહન થાય છે.



આકૃતિ 4.2 પાણીમાં સોડિયમ ક્લોરાઇડનું વિલયન (જલીયકરણ)

Na^+ અને Cl^- આયનો ધ્રુવીય પાણીના અણુઓ સાથે તેમના જલીયકરણથી સ્થાયી થયાં છે.

હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડ અને એસેટિક ઍસિડ ધ્રુવીય સહસંયોજક પદાર્થ છે. પાણીમાં ઓગાળતાં હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડ (HCl)નું સંપૂર્ણ આયનીકરણ થાય છે. જેમકે $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3^+O_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ પરંતુ એસેટિક ઍસિડ (CH_3COOH)નું અપૂર્ણ આયનીકરણ થાય છે. જેમકે,

$$CH_3COOH_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{3(aq)}$$

પાણી સાથેની આ પ્રકારની પ્રક્રિયાને જલીયકરણ પ્રક્રિયા (Hydration) કહે છે. પાણી સિવાયના દ્રાવક માટે તેને 'સૉલ્વેશન' (Solvation) કહેવામાં આવે છે. આપણે બે પર્યાયો- (1) વિયોજન અને (2) આયનીકરણ વચ્ચેનો ભેદ સમજીએ.

વિયોજનમાં મૂળ પદાર્થમાં રહેલા ધનાયન અને ઋણાયન અલગ પડી વિયોજન દર્શાવે છે. જેમકે $Na^+Cl^-_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ પરંતુ આયનીકરણમાં મૂળ પદાર્થ જલીય દ્રાવણ આયન સ્વરૂપમાં ફેરવાય છે. જેમકે

$$CH_3COOH_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

જોકે અભ્યાસના આ તબક્કે આપણે આ બંને પર્યાયોને સમાન અર્થમાં જ સ્વીકારીશું. (નોંધ : ઉષ્મીય વિયોજન હોઈ શકે, જેમકે $NH_4Cl_{(s)} \xrightleftharpoons{\Delta} NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$ અને આયનો મળતાં નથી, માત્ર વિયોજન થાય છે. ઉષ્મીય આયનીકરણ જાણવા મળશે નહિ.

ઍસિડ અને બેઇઝ અંગેની આર્હેનિયસની સંકલ્પના : આર્હેનિયસની સંકલ્પના પ્રમાણે જે પદાર્થો પાણીમાં વિયોજન પામી હાઇડ્રોજન આયન (H^+) આપે તેને ઍસિડ અને જે પદાર્થ વિયોજન પામી હાઇડ્રૉક્સિલ આયન (OH^-) આપે, તેને બેઇઝ કહેવામાં આવે છે. દા.ત.,

(1) $HCl_{(g)} \xrightarrow{+H_2O} H^+ + Cl^-$ ઍસિડ

(2) $NaOH_{(s)} \xrightarrow{+H_2O} Na^+ + OH^-$ બેઇઝ

આ સંકલ્પનાની મર્યાદાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

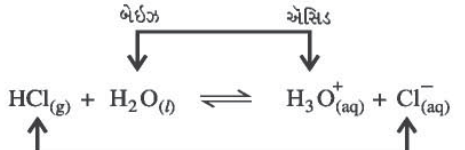
(i) H^+ (પ્રોટોન) ખૂબ જ અસ્થાયી છે.

(ii) તે સ્વતંત્ર અસ્તિત્વ ધરાવી શકતો નથી.

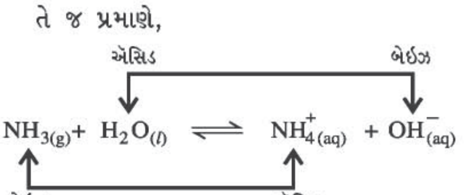
(iii) તે તરત જ દ્રાવક પાણીના અણુઓ સાથે સંયોજાય છે અને H_3O^+ આયન આપે છે. આ ઉપરાંત કેટલાક બેઇઝમાં OH^- હોતો જ નથી. છતાં પણ બેઇઝના ગુણધર્મો બતાવે છે. જેમકે NH_3. તે જ પ્રમાણે BF_3 જેવા સંયોજનો H^+ ધરાવતાં નથી. છતાં ઍસિડ તરીકે વર્તે છે.

(iv) આ સંકલ્પના માત્ર જલીય દ્રાવણને લાગુ પાડી શકાય છે. કારણ કે NH_4Cl જેવો ક્ષાર પ્રવાહી NH_3 જેવા દ્રાવકમાં ઍસિડ તરીકે વર્તે છે. આયનીકરણને મહત્ત્વ આપવામાં આવ્યું હોવાથી આર્હેનિયસની ઍસિડ-બેઇઝની સંકલ્પના સર્વવ્યાપી તરીકે સ્વીકારવામાં મુશ્કેલી જણાઈ. વિશેષમાં જાણવું જરૂરી છે કે H^+ ની આયનીય ત્રિજ્યા આશરે 10^{-15} મીટર છે અને તેથી તેનું કદ ઘણું જ નાનું છે. તેથી તે પાણીના અણુ સાથે સહેલાઈથી જોડાઈ H_3O^+ આયન બનાવે છે, જેને હાઇડ્રોનિયમ આયન કહે છે. એક અંદાજ એવો છે કે H^+ પાણીના ચાર અણુઓ સાથે સંયોજાયેલો હોય છે. એટલે કે $H^+ + 4H_2O \rightarrow H_9O_4^+$ આયન દર્શાવે છે.

ઍસિડ અને બેઇઝની બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સંકલ્પના : ડેનીશ રસાયણવિજ્ઞાની, બ્રૉન્સ્ટેડ (Bronsted) અને અંગ્રેજ રસાયણવિજ્ઞાની લૉરી (Lowry)એ ઍસિડ અને બેઇઝની સંકલ્પનાઓ રજૂ કરી. તેમણે H^+ (પ્રોટોન)ને પાયો બનાવ્યો. તેમની સંકલ્પના પ્રમાણે જે પદાર્થ પ્રોટોન (H^+) આપે અથવા તેનું દાન કરે તેને ઍસિડ અને જે પદાર્થ પ્રોટોન (H^+) મેળવે અથવા સ્વીકાર કરે તેને બેઇઝ કહેવામાં આવે છે. આમ, ઍસિડ પ્રોટોનદાતા છે અને બેઇઝ પ્રોટોનગ્રાહી કે પ્રોટોનયાચક છે. આપણે હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડના પાણીમાંના વિયોજનની પ્રક્રિયા લઈએ.



તે જ પ્રમાણે,



ઉપરમાંથી પહેલી પ્રક્રિયા વિગતવાર સમજીએ.

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

ઍસિડ-1 પ્રોટોન સંયુગ્મ બેઇઝ-1

HCl પ્રોટોન આપે છે, માટે ઍસિડ છે.

$$H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$$

બેઇઝ-2 પ્રોટોન સંયુગ્મ ઍસિડ- 2

H_2O પ્રોટોન સ્વીકારે છે, માટે બેઇઝ છે.

કુલ પ્રક્રિયા

$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

ઍસિડ - 1 બેઇઝ - 2 ઍસિડ - 2 બેઇઝ - 1

ઉપરની પ્રક્રિયામાં પ્રોટોનની આપ-લે દર્શાવેલ નથી. આથી કહી શકાય કે પ્રોટોનની હેરફેર (Transfer) થાય છે. તે સ્વતંત્ર મળતો નથી. દરેક ઍસિડ પ્રોટોન ગુમાવે. એટલે તેનો સંયુગ્મી બેઇઝ બને અને દરેક બેઇઝ પ્રોટોન મેળવે એટલે સંયુગ્મી ઍસિડ બને છે. આથી આ સંકલ્પનાને પ્રોટોન હેરફેર અથવા સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝ સંકલ્પના તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

આપણે અગાઉ આર્હેનિયસની સંકલ્પનાની મર્યાદામાં જોયું કે NH_3 માં OH^- નથી છતાં તે બેઇઝ તરીકે વર્તે છે. પણ તે બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સંકલ્પનાથી સમજાવી શકાય :

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

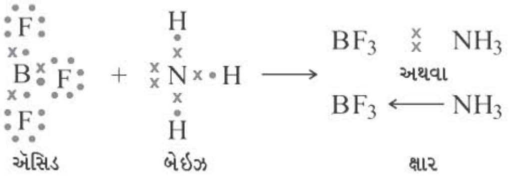
બેઇઝ - 1 ઍસિડ - 2 ઍસિડ - 1 બેઇઝ - 2

આ પ્રક્રિયામાં NH_3 બેઇઝ પ્રોટોન સ્વીકારી સંયુગ્મ ઍસિડ NH_4^+ બનાવે છે અને ઍસિડ H_2O પ્રોટોન ગુમાવી સંયુગ્મ બેઇઝ OH^- બનાવે છે.

આમ, બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સંકલ્પના આર્હેનિયસની સંકલ્પના કરતાં વધારે વ્યાપક અને સ્વીકાર્ય જણાઈ. તેમ છતાં તેની મર્યાદાઓ પણ જણાઈ. ખાસ કરીને કાર્બનિક રસાયણ તથા સંકીર્ણ ક્ષારની પ્રક્રિયાઓ સમજવામાં મુશ્કેલી પડી. BF_3માં પ્રોટોન નથી, છતાં તે ઍસિડ તરીકે વર્તે છે. તેથી ત્રીજી સંકલ્પના અસ્તિત્વમાં આવી, જેને લૂઇસ ઍસિડ-બેઇઝ સંકલ્પના કહેવામાં આવે છે. બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સંકલ્પનામાં પ્રોટોનને મહત્ત્વ આપવામાં આવ્યું હતું.

ઍસિડ અને બેઇઝ અંગેની લૂઇસ (Lewis)ની સંકલ્પના : લૂઇસે આ સંકલ્પના રજૂ કરતાં 1923માં જણાવ્યું કે ઍસિડ એટલે એવો પદાર્થ જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ સ્વીકારે અને બેઇઝ એટલે એવો પદાર્થ જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મનું દાન કરે. આમ પ્રોટોન, આયનીકરણ, સંયુગ્મ ઍસિડ કે સંયુગ્મ બેઇઝ જેવા ખ્યાલોને બદલે બધી જ પ્રક્રિયાઓ અને પદાર્થો સાથે સંકળાયેલ ઇલેક્ટ્રૉન અને તેની ગોઠવણીને પાયારૂપ ખ્યાલ

બનાવ્યો. અગાઉ જોયું તેમ NH_3 ને બેઇઝ અને BF_3ને ઍસિડ કહેવાય કે નહિ તેનું નિરાકરણ આ સંકલ્પનાથી મળી ગયું. નીચેની પ્રક્રિયાથી આ સ્પષ્ટ થશે :



ઍસિડ બેઇઝ ક્ષાર

આમ, BF_3 ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ સ્વીકારે છે, માટે ઍસિડ છે અને NH_3 ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મનું દાન કરે છે, માટે બેઇઝ છે. $AlCl_3$, Co^{3+}, Mg^{2+}, જેવા ઇલેક્ટ્રૉનની ઊણપવાળા પદાર્થો કે આયનો ઍસિડ તરીકે વર્તશે અને H_2O, NH_3, OH^-, F^- જેવાં પદાર્થો કે આયનો બેઇઝ તરીકે વર્તશે. તેમને અનુક્રમે લૂઇસ ઍસિડ અને લૂઇસ બેઇઝ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

પ્રવૃત્તિ : ઉપરની સંકલ્પનાઓનો અભ્યાસ કરો : પછી નીચેના વિધાન માટે કારણ આપો. શિક્ષક સાથે ચર્ચા પણ કરો : "બધા જ બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી ઍસિડ લૂઇસ ઍસિડ હોઈ શકે છે. પરંતુ બધા જ લૂઇસ ઍસિડ બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી ઍસિડ હોતા નથી." આવા ઍસિડ અને બેઇઝની યાદી બનાવો.

4.15 ઍસિડ અને બેઇઝનું આયનીકરણ (Ionisation of Acid and Base)

આર્હેનિયસની ઍસિડ અને બેઇઝ અંગેની સંકલ્પના ઍસિડ અને બેઇઝના આયનીકરણને સમજવામાં ઉપયોગી છે, કારણ કે મોટા ભાગે રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં જલીય માધ્યમમાં આયનીકરણ હોય છે. $HClO_4$, HCl, HNO_3, HBr, H_2SO_4, જેવા ઍસિડને પ્રબળ ઍસિડ કહીએ છીએ, કારણ કે જલીય દ્રાવણમાં તેમનું સંપૂર્ણ આયનીકરણ થયેલું હોય છે. તે જ પ્રમાણે $NaOH$, KOH, $Ba(OH)_2$ જેવા બેઇઝ પ્રબળ બેઇઝ છે, કારણ કે તેમનું પણ જલીય દ્રાવણમાં સંપૂર્ણ આયનીકરણ થયેલું હોય છે. આયનીકરણની માત્રા ઍસિડ અથવા બેઇઝની પ્રબળતા નક્કી કરે છે. લૉરી-બ્રૉન્સ્ટેડના મત પ્રમાણે પ્રોટોન દાન કરવા કે સ્વીકારવાની માત્રા પર તેમને પ્રબળ અથવા નિર્બળ ઍસિડ કે બેઇઝ તરીકે સ્વીકારવામાં આવે છે.

આપણે એક ઉદાહરણ લઈએ :

$$\underset{\text{ઍસિડ - 1}}{HA_{(aq)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 2}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{ઍસિડ - 2}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 1}}{A^-_{(aq)}}$$

આમ, ઉપર્યુક્ત વિયોજનમાં સંતુલન પ્રાપ્ત થાય છે. અને સંતુલન ગતિશીલ હોય છે. એટલે કે પ્રોટોનની હેરફેર પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયામાં સતત થતી હોય છે. ઉપરની પ્રક્રિયા જો પુરોગામી દિશામાં થતી હોય, તો ઍસિડની પ્રબળતા વધુ થશે અને પ્રતિગામી દિશામાં થતી હોય, તો ઍસિડની પ્રબળતા ઓછી થશે. તેથી તેના અનુગામી સંયુગ્મ બેઇઝ અનુક્રમે નિર્બળ અને પ્રબળ થશે દા.ત., પ્રબળ ઍસિડ HCl, H_2SO_4, HNO_3 વગેરેના સંયુગ્મ બેઇઝ અનુક્રમે Cl^-, SO_4^{2-} અને NO_3^- નિર્બળ બેઇઝ બનશે. આ પ્રમાણે પ્રબળ બેઇઝ $NaOH$, KOH વગેરેના સંયુગ્મ ઍસિડ અનુક્રમે Na^+ અને K^+ નિર્બળ ઍસિડ બનશે. નિર્બળ ઍસિડ કે બેઇઝ સંપૂર્ણ આયનીકરણ ન પામે માટે સંતુલન પ્રાપ્ત થશે. ફિનોલ્ફથેલીન જેવો સૂચક ઍસિડની હાજરીમાં રંગવિહીન અને બેઇઝની હાજરીમાં ગુલાબી રંગ દર્શાવશે.

4.16 પાણીનો આયનીય ગુણાકાર (Ionic Product of Water)

પાણી ઉભયગુણધર્મી ઑક્સાઇડ છે. તેમાં ઍસિડ ઉમેરતાં તે પ્રોટોન સ્વીકારી બેઇઝ બને છે અને બેઇઝ ઉમેરતાં પ્રોટોન આપી ઍસિડ તરીકે વર્તે છે. પાણીના બે અણુ જ્યારે પ્રક્રિયા કરે છે, ત્યારે એક અણુ પ્રોટોન આપે છે અને બીજો અણુ પ્રોટોન સ્વીકારે છે અને સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝ પ્રક્રિયા દર્શાવે છે.

$$\underset{\text{ઍસિડ - 1}}{H_2O_{(l)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 2}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{સંયુગ્મ ઍસિડ - 2}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{સંયુગ્મ બેઇઝ - 1}}{OH^-_{(aq)}}$$

ઉપરની સંતુલન-પ્રક્રિયાનો અચળાંક દર્શાવીએ, તો

$$K_a = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]}$$

જ્યાં K_a ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક છે.

પાણીની સાંદ્રતા (55.5M)માં ખાસ ફેર પડતો નથી, કારણ કે H_2O નિર્બળ ઍસિડ છે. (આશરે 10^{-7} M H_3O^+ આયન ધરાવે છે). આમ $[H_2O]$ને અચળ ગણીએ તો,

$$K_a \times [H_2O]^2 = H_3O^+ \; [OH^-] = K_w$$

જ્યાં K_w પાણીનો આયનીય ગુણાકાર છે.

પાણી તટસ્થ છે અને તેમાં $[H_3O^+]$ તથા $[OH^-] = 10^{-7}$M હોય છે. આથી $K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = (10^{-7})\,(10^{-7}) = 10^{-14}$, જે અચળ છે અને સંતુલન અચળાંક જે-તે તાપમાને અચળ રહેતો હોવાથી K_wનું મૂલ્ય પણ નિયત તાપમાને અચળ રહેશે. જેમકે 298 K તાપમાને તેનું મૂલ્ય 1×10^{-14} છે. વિયોજિત અને અવિયોજિત પાણીની સાંદ્રતાનો ગુણોત્તર શોધીએ, તો $10^{-7}/55.5 = 1.8 \times 10^{-9}$ થશે, તેથી સંતુલન ડાબી બાજુ રહેશે. એટલે કે પાણીમાં અવિયોજિત અણુની સંખ્યા અથવા સાંદ્રતા વધુ રહેશે.

ઉપરના અભ્યાસ પરથી ત્રણ પરિસ્થિતિઓ સંભવી શકે :

(i) $[H_3O^+] > [OH^-]$ એટલે કે દ્રાવણમાં $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા વધારે, માટે દ્રાવણ ઍસિડિક રહેશે.

(ii) $[H_3O^+] < [OH^-]$ એટલે કે દ્રાવણમાં $[OH^-]$ ની સાંદ્રતા વધારે રહેશે, માટે દ્રાવણ બેઝિક રહેશે.

(iii) $[H_3O^+] = [OH^-]$ એટલે કે દ્રાવણમાં બંનેની $[H_3O^+]$ અને $[OH^-]$ સાંદ્રતા સરખી થવાથી દ્રાવણ તટસ્થ રહેશે.

4.17 pH માપક્રમ (pH Scale)

હાઇડ્રોજન આયનની $[H_3O^+]$ સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા મોલારિટીમાં દર્શાવીએ, તો 10^{-12} Mથી 10^{-2} M સુધીનાં મૂલ્યો હોઈ શકે. આ માપનને સાદા ગ્રાફપેપર પર દર્શાવવું મુશ્કેલ બને. તેથી વૈજ્ઞાનિક સોરેન્સને (Sorensen) એક માપક્રમ દર્શાવ્યો, જેને pH માપક્રમ કહે છે. તે પ્રમાણે pH, $= -\log_{10} [H_3O^+]$ ઉપર દર્શાવેલ 10^{-12} Mથી 10^{-2} Mનાં મૂલ્યોની આ સંબંધ પ્રમાણે ગણતરી કરતાં +12થી +2 માં ફેરવાઈ જાય. તેથી ગ્રાફ દોરવો સરળ બને. pH ની વ્યાખ્યા આ પ્રમાણે આપી શકાય, "દ્રાવણનો pH, હાઇડ્રોજન આયન અથવા હાઇડ્રોનિયમ આયનની મોલર સાંદ્રતાના 10 પાયાવાળા ઋણ ઘાતાંકની બરાબર છે." ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર પ્રમાણે સાંદ્રતાને બદલે સક્રિયતા વધુ યોગ્ય શબ્દ છે, પરંતુ મંદ દ્રાવણોમાં સક્રિયતા અને સાંદ્રતા સરખી ગણી શકાય. હવે આગળ જોયું તેમ 10^{-7}M $[H_3O^+]$ અને $[OH^-]$ ધરાવતું દ્રાવણ તટસ્થ હોય છે, તેથી

$pH = -\log_{10}[H_3O^+] = -\log_{10}10^{-7}M = 7$ અને ઍસિડિક દ્રાવણ $[H_3O^+]>10^{-7}$M માટે $pH < 7$ તે જ પ્રમાણે બેઝિક દ્રાવણ $[H_3O^+] < 10^{-7}$M, માટે $pH > 7$. આથી લખી શકાય :

$pH < 7$ દ્રાવણ ઍસિડિક

$pH > 7$ દ્રાવણ બેઝિક

$pH = 7$ દ્રાવણ તટસ્થ

ઉપર જોયું તેમ

$K_w = [H_3O^+][OH^-]$

મૂલ્યો મૂકતાં $K_w = (10^{-7})\ (10^{-7}) = 10^{-14}$

અને $-\log K_w = -\log(10^{-14})$

$\therefore pK_w = 14$

$\therefore pH + pOH = pK_w = 14$

pH, pOH, pK_wનાં મૂલ્યો પર તાપમાનની અસર પડે છે. ઉપરની ચર્ચાને નીચેના કોષ્ટકમાં દર્શાવી શકાય :

સાંદ્રતા (M)	ઍસિડિક	તટસ્થ	બેઝિક
$[H_3O^+]$	10^{-7}થી વધારે	10^{-7}	10^{-7}થી ઓછી
$[OH^-]$	10^{-7}થી ઓછી	10^{-7}	10^{-7}થી વધારે
pH	7 થી ઓછી	7	7થી વધારે
pOH	7 થી વધારે	7	7થી ઓછી

દ્રાવણ ઍસિડિક કે બેઝિક છે તે પારખવા માટે pH પેપર, લિટમસપેપર અથવા યુનિવર્સલ સૂચકનો ઉપયોગ કરી શકીએ છીએ, પરંતુ pH મીટર સાધન વડે pHનું ચોક્કસ મૂલ્ય મેળવી શકીએ છીએ.

દાખલો 11 : એક પીણામાં હાઇડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા 4×10^{-3} Mની જણાઈ છે, તો તેનો pH કેટલો હશે ? pOHનું મૂલ્ય પણ શોધો.

ઉકેલ :

$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}\ (4 \times 10^{-3})$

$= -(0.6021 - 3.0)$

$= + 2.3979 \approx 2.4$

$pK_w = pH + pOH$

$\therefore 14 = 2.4 + pOH$

$\therefore pOH = 11.6$

દાખલો 12 : 0.03M NaOH ધરાવતા દ્રાવણનો pH અને pOH ગણો.

ઉકેલ :

NaOH બેઇઝ છે, માટે $[OH^-] = 0.03$M થશે.

હવે $pOH = -\log_{10}[OH^-]$

$= -\log_{10}\ (0.03)$

$= -(-2.000 + 0.4771)$

$= + 1.5229 \approx 1.52$

$pK_w = pH + pOH$

$\therefore$ 14 = pH + 1.52

$\therefore$ pH = 12.48

દાખલો 13 : 0.1મિલિ 0.001M HClના દ્રાવણમાં પાણી ઉમેરી 10 લિટર કરવામાં આવ્યું. મંદદ્રાવણનો pH ગણો.

ઉકેલ : $N_1V_1 = N_2V_2$

પ્રમાણે ગણતાં $0.1 \times 0.001 = 10000 \times x$

$$\therefore x = \frac{0.1 \times 0.001}{10000}$$

$\therefore x = 10^{-8}M = [H_3O^+]$

હવે $pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}(10^{-8})$

$\therefore$ pH = 8

દ્રાવણનો pH = 8 હોય, તો દ્રાવણ બેઝિક હોવું જોઈએ, પરંતુ આપણે HCl ઍસિડના દ્રાવણનું મંદન કર્યું છે, તેથી ખોટું ઠરે છે. સિદ્ધાંત એમ કહે છે કે HClની સાંદ્રતા ઘટી 10^{-8}M, ત્યારે પાણીમાંના $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા 10^{-7} M છે, માટે તેને અવગણી શકાય નહિ. તેને ગણતરીમાં લેવી પડે.

આથી, દ્રાવણમાં $[H_3O^+]$ = HClની સાંદ્રતા + પાણીમાંના $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા

$= 10^{-8} + 10^{-7} = 1.1 \times 10^{-7}$

$\therefore pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}(1.1 \times 10^{-7}) = 6.98$

આ મૂલ્ય સ્વીકાર્ય છે, કારણ કે pH 7 કરતાં ઓછી છે અને દ્રાવણ ઍસિડિક છે.

આમ, ઘણી ઓછી સાંદ્રતા ધરાવતા ઍસિડનાં દ્રાવણોમાં પાણીના $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા 10^{-7}M અવગણી શકાય નહિ. તેને ગણતરીમાં લેવી પડે અને તો જ સાચો pH મળે.

4.18 નિર્બળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંક (Ionisation Constant of Weak Acid and Weak base)

4.18.1 નિર્બળ ઍસિડના આયનીકરણ અચળાંક (K_a) [Ionisation constant of weak acid (K_a)] :

નિર્બળ એક્કબેઝિક ઍસિડ HAનું જલીય દ્રાવણમાં અંશતઃ આયનીકરણ થવાથી નીચે પ્રમાણે સંતુલન પ્રાપ્ત થાય છે :

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

ધારો કે ઍસિડ (HA)ની પ્રારંભિક સાંદ્રતા C મોલ લિટર$^{-1}$ હોય અને તેનો આયનીકરણ-અંશ (Degree of ionisation) α હોય, તો નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

પ્રક્રિયા :

	$HA_{(aq)}$	$+H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)}$	$+ A^-_{(aq)}$
પ્રારંભિક સાંદ્રતા (M)	C	—	0	0
આયનીકરણ-અંશ (α)	$1-\alpha$	—	α	α
સંતુલને સાંદ્રતા (M)	$(1-\alpha)C$	—	αC	αC

$$K_e = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

$$= \frac{(\alpha C)(\alpha C)}{(1-\alpha)C[H_2O]} \quad (4.21)$$

પરંતુ $[H_2O]$ અચળ સ્વીકારવામાં આવે છે અને તેથી

$$K_e [H_2O] = \frac{(\alpha C)(\alpha C)}{(1-\alpha)C}$$

$$= \frac{\alpha^2 C}{(1-\alpha)} = K_a \quad (4.22)$$

જ્યાં K_a ઍસિડ (HA)નો આયનીકરણ અચળાંક અથવા વિયોજન અચળાંક છે. (હાલના તબક્કે આ બંને પર્યાયો સરખા ગણીશું). આથી કોઈ પણ એક્કબેઝિક નિર્બળ ઍસિડ માટે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

સંતુલન અચળાંક

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad (4.23)$$

K_aનો એકમ મોલ લિટર$^{-1}$ થશે.

K_aનાં મૂલ્યો $[H_3O^+]$ પર આધાર રાખતાં હોઈ ઓછા નિર્બળ કે વધુ નિર્બળ ઍસિડની જુદી-જુદી $[H_3O^+]$ને લીધે K_aનાં મૂલ્યો જુદાં-જુદાં હશે. K_aનું મૂલ્ય જેટલું ઓછું તેટલો વધુ નિર્બળ ઍસિડ અને K_aનું મૂલ્ય જેટલું વધારે તેટલો ઓછો નિર્બળ ઍસિડ કોઈ પણ નિશ્ચિત તાપમાને K_aનું મૂલ્ય નિશ્ચિત થશે. કેટલાક નિર્બળ ઍસિડના આયનીકરણ અચળાંકનાં મૂલ્યો કોષ્ટક 4.3માં દર્શાવ્યાં છે.

કોષ્ટક 4.3
કેટલાક નિર્બળ ઍસિડના આયનીકરણ-અચળાંક (K_a) 298 K તાપમાને

ઍસિડ	K_a
હાઇડ્રોફ્લોરિક ઍસિડ (HF)	3.5×10^{-4}
નાઇટ્રસ ઍસિડ (HNO_2)	4.5×10^{-4}
ફૉર્મિક ઍસિડ (HCOOH)	1.8×10^{-4}
એસિટિક ઍસિડ (CH_3COOH)	1.74×10^{-5}
બેન્ઝોઈક ઍસિડ (C_6H_5COOH)	6.5×10^{-5}
હાઇપોક્લોરસ ઍસિડ (HClO)	3.0×10^{-8}
હાઇડ્રોસાયનિક ઍસિડ (HCN)	4.9×10^{-10}
ફિનોલ (C_6H_5OH)	1.3×10^{-10}

અગાઉ જોયેલા સંબંધો

$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$pOH = -\log_{10}[OH^-]$ પ્રમાણે

$pK_a = -\log_{10}[K_a]$ અને

$p_{A^-} = -\log_{10}[A^-]$ લખી શકાય.

જ્યાં $[A^-]$ ઋણાયનની સાંદ્રતા છે.

ઉપરના સંબંધો પરથી ફલિત થાય છે કે પ્રારંભિક $[H_3O^+]$ અને K_aનાં મૂલ્યો જાણતાં હોઈએ, તો સંતુલને $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા શોધી શકાય. તેના પરથી નિર્બળ ઍસિડનો તે સાંદ્રતાએ pH ગણી શકાય.

ધારો કે નિર્બળ ઍસિડ (HA) તરીકે 0.1M CH_3COOH લઈએ અને તેનો આયનીકરણ અચળાંક K_a 298 K તાપમાને 1.74×10^{-5} લઈએ, તો દ્રાવણમાં સંતુલન સમયે રહેલા $[H_3O^+]$, $[CH_3COOH]$, pH, pOH, pK_w વગેરે ગણી શકીએ.

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

$$K_e = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH][H_2O]} \text{ અને}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

નિર્બળ CH_3COOHનો આયનીકરણ અંશ α લઈએ તો,

$$K_a = \frac{(0.1 \times \alpha)(0.1 \times \alpha)}{0.1(1 - \alpha)}$$

$$K_a = \frac{(0.1)^2 \alpha^2}{(1 - \alpha)(0.1)}$$

$$K_a = \frac{(0.1)\alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

K_aનું મૂલ્ય 1.74×10^{-5} આપેલ છે, માટે

$\frac{(0.1)\alpha^2}{(1 - \alpha)} = 1.74 \times 10^{-5}$ થશે.

αનું મૂલ્ય $(1 - \alpha)$ની સરખામણીમાં અવગણી શકાય તેટલું નાનું (0.02 થી 0.03) હોવાથી $(1 - \alpha) \approx 1$ લખી શકાય.

$\therefore 0.1 \times \alpha^2 = 1.74 \times 10^{-5}$

$\therefore \alpha^2 = \frac{1.74 \times 10^{-5}}{0.1} = 1.74 \times 10^{-4}$

$\therefore \alpha = \sqrt{1.74 \times 10^{-4}} = 1.32 \times 10^{-2}$

હવે $[H_3O^+] = \alpha C = 1.32 \times 10^{-2} \times 0.1$

$= 1.32 \times 10^{-3}M$

$\therefore pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}(1.32 \times 10^{-3}) = 2.88$

તે જ પ્રમાણે $CH_3COO^- = 2.88$

અવિયોજિત CH_3COOH નું પ્રમાણ $(1 - \alpha) \times 0.1$ પ્રમાણે $(1 - (1.32 \times 10^{-2}) \times 0.1)$

$= (1 - 0.0132) \times 0.1$

$= 0.09868$ M

જો કે ઍસિડનું દ્રાવણ છે, છતાં તેમાં OH^-ની સાંદ્રતા જાણવી હોય તોપણ જાણી શકાય.

$pH + pOH = pK_w$

$2.88 + pOH = 14$

$\therefore pOH = 11.12$

$\therefore -\log_{10}[OH^-] = 11.12$

$\therefore \log_{10}[OH^-] = -11.12 = -12.00 + 0.88$

$\therefore [OH^-] = \text{antilog } -12.00 + 0.88$

$= 7.586 \times 10^{-12}$ M

પ્રવૃત્તિ દાખલો : 0.1M એકક્બેઝિક નિર્બળ ઍસિડનો (HA) નો pH 4.40 છે. તેના દ્રાવણમાં સંતુલને રહેલા $[H_3O^+]$, $[A^-]$, [HA], K_a, pK_aનાં મૂલ્યો ગણો.

ઉકેલ : ઉપર દર્શાવેલી રીત પ્રમાણે પ્રયત્ન કરી નક્કી કરો કે નીચેનાં પરિણામો મળે છે :

$[H_3O^+] = [A^-] = 4.0 \times 10^{-5}M$

$[HA] \approx 0.1M$

$K_a = 1.6 \times 10^{-8}$, $pK_a = 7.80$

4.18.2 નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંક (K_b) [Ionisation Constant of Weak Base (K_b)] : એક ઍસિડિક બેઇઝ MOHનું જલીય દ્રાવણમાં નીચે પ્રમાણે આયનીકરણ થશે.

$$MOH_{(aq)} \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} M^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

બેઇઝ નિર્બળ હોઈ અંશતઃ અથવા અપૂર્ણ આયનીકરણ થશે, માટે સંતુલન પ્રાપ્ત થશે. તેને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$K_e = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH][H_2O]} \quad (4.24) \text{ અને}$$

$$K_e \times [H_2O] = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]} = K_b \quad (4.25)$$

જ્યાં K_b એક ઍસિડિક નિર્બળ બેઇઝનો આયનીકરણ અથવા વિયોજન અચળાંક છે. જો નિર્બળ બેઇઝની પ્રારંભિક સાંદ્રતા જાણતા હોઈએ અને આયનીકરણ અંશ જાણતા હોઈએ, તો K_bનું મૂલ્ય અગાઉ શીખ્યા તે પ્રમાણે ગણી શકાય. $[M^+] = [OH^-]$ થશે. નીચેના ઉદાહરણ દ્વારા શીખીએ.

દાખલો 14 : 0.1M NH_4OHના દ્રાવણમાં સંતુલને રહેલા $[NH_4^+]$, $[OH^-]$, pOH, pH ગણો. NH_4OHનો આયનીકરણ અચળાંક 1.8×10^{-5} છે.

ઉકેલ : NH_4OH નિર્બળ બેઇઝ છે, માટે અગાઉ પ્રમાણે લખી શકાય.

પ્રક્રિયા :

	$NH_4OH_{(aq)} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons}$	$NH^+_{4(aq)}$	$+ OH^-_{(aq)}$
પ્રારંભિક સાંદ્રતા (M)	0.1	0	0
આયનીકરણ-અંશ	$(1-\alpha)$	α	α
સંતુલને સાંદ્રતા (M)	$(1-\alpha)C$	αC	αC

પરંતુ C = 0.1 હોઈ

સંતુલને સાંદ્રતા(M) $(1-\alpha)\times 0.1$ $\alpha\times 0.1$ $\alpha\times 0.1$

$$K_b = \frac{(\alpha C)(\alpha C)}{(1-\alpha)C} = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$$

પરંતુ $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ આપેલ છે અને αનું મૂલ્ય $(1-\alpha)$ની સરખામણીમાં ઘણું નાનું હોવાથી અવગણી શકાય અને તેથી $(1-\alpha) \approx 1$ લઈ શકાય.

$K_b = \alpha^2 C$

$\therefore 1.8 \times 10^{-5} = \alpha^2 C = \alpha^2 \times 0.1$

$\therefore \alpha^2 = \frac{1.8\times10^{-5}}{0.1} = 1.8\times10^{-4}$

$\therefore \alpha = \sqrt{1.8 \times 10^{-4}}$

$= 1.34 \times 10^{-2}$

$[NH_4^+] = [OH^-]$

$\alpha C = 1.34 \times 10^{-2} \times 0.1$

$= 1.34 \times 10^{-3}M$

$pOH = -\log_{10}[OH^-]$

$= -\log_{10}(1.34 \times 10^{-3}) \approx 2.87$

$pH + pOH = 14$

$\therefore pH = 14 - pOH$

$= 14 - 2.87 = 11.13$

કોષ્ટક 4.4માં કેટલાક નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંકનાં મૂલ્યો 298 K તાપમાને આપેલાં છે.

કોષ્ટક 4.4 કેટલાક નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંક

બેઇઝ	આયનીકરણ-અચળાંક K_b (298 K)
એમોનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ (NH_4OH)	1.77×10^{-5}
મિથાઇલ અમાઇન (CH_3NH_2)	4.4×10^{-5}
ડાયમિથાઇલ અમાઇન ($(CH_3)_2NH$)	5.4×10^{-5}
ટ્રાયમિથાઇલ અમાઇન $(CH_3)_3N$	6.45×10^{-5}
એનિલિન $C_6H_5NH_2$	4.27×10^{-10}
યુરિયા NH_2CONH_2	1.3×10^{-14}

પ્રવૃત્તિ : નીચેનો દાખલો અગાઉ દર્શાવેલ રીત પ્રમાણે ગણો અને આપેલા જવાબ સાથે સરખાવો.

દાખલો 15 : ડાયમિથાઇલ અમાઇન $[(CH_3)_2NH]$નો આયનીકરણ-અચળાંક 5.4×10^{-5} છે. ડાયમિથાઇલ અમાઇનની પ્રારંભિક સાંદ્રતા 0.02 M હોય, તો દ્રાવણમાં સંતુલને રહેલા $[OH^-]$, $[H_3O^+]$, pH, અને pOH ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $(CH_3)_2NH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons (CH_3)_2NH^+_{2(aq)} + OH^-_{(aq)}$

ગણતરી કરતાં નીચેનાં મૂલ્યો મળશે. તેમને સરખાવો.

$[OH^-] = [(CH_3)_2NH_2^+] = 3.28 \times 10^{-4}M$

$[H_3O^+] = 3.0 \times 10^{-9}M$

pOH = 3.48, pH = 10.52

K_a અને K_b વચ્ચેનો સંબંધ : અગાઉ જોયું તેમ K_a અને K_bનાં મૂલ્યો અનુક્રમે ઍસિડ અને બેઇઝની પ્રબળતા દર્શાવે છે. સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝના સંદર્ભમાં દરેક ઍસિડનો સંયુગ્મ બેઇઝ અને દરેક બેઇઝનો સંયુગ્મ ઍસિડ હોય છે. જેમકે,

$$\underset{\text{ઍસિડ-1}}{NH^+_{4(aq)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 2}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{સંયુગ્મ બેઇઝ - 1}}{NH_{3(aq)}} + \underset{\text{સંયુગ્મ ઍસિડ-2}}{H_3O^+_{(aq)}}$$

માટે,

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} \qquad (4.25)$$

નું મૂલ્ય 5.6×10^{-10} જણાયું છે.

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \qquad (4.26)$$

આ K_bનું મૂલ્ય 1.8×10^{-5} જણાયું છે. ઉપરની બંને પ્રક્રિયાઓનો સરવાળો કરતાં

$$NH^+_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NH_{3(aq)}$$

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH^+_{4(aq)}$$

$$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

અને $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ (4.27)

K_w પાણીનો આયનીય-ગુણાકાર છે. K_a NH_4^+ ઍસિડનો આયનીકરણ-અચળાંક છે અને K_b બેઇઝ NH_3નો આયનીકરણ અચળાંક છે.

$\therefore K_a \times K_b$

$$\left[\frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}\right] \times \left[\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}\right] \qquad (4.28)$$

$$= [H_3O^+][OH^-] = K_w \qquad (4.29)$$

$\therefore K_a \times K_b = 5.6 \times 10^{-10} \times 1.8 \times 10^{-5}$

$= 1.008 \times 10^{-14} \approx 1.0 \times 10^{-14} = K_w$.

આથી એમ તારવી શકાય કે કુલ (Net) પ્રક્રિયાનો અચળાંક તેમાં સમાયેલી બે કે વધારે પ્રક્રિયામાંની દરેકના સંતુલન અચળાંકનો ગુણાકાર છે.

$$\therefore K_{\text{કુલ}(Net)} = K_1 \times K_2 \ldots\ldots \qquad (4.30)$$

જો સંયુગ્મ ઍસિડ કે બેઇઝનો આયનીકરણ અચળાંક જાણતા હોઇએ, તો તેના સંયુગ્મ બેઇઝ કે ઍસિડના આયનીકરણ અચળાંક, K_wની મદદથી જાણી શકાય. જેમ કે CH_3COOHનો $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$ છે, તો તેના સંયુગ્મ બેઇઝ CH_3COO^- નો વિયોજન-અચળાંક

$$K_b = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-4}} = 5.75 \times 10^{-10} \text{ થશે.}$$

અથવા $pK_a + pK_b = 14$ (4.31)

$\therefore pK_b = 14 - pK_a$ અથવા

$-\log K_b = 14 + \log K_a$ (4.32)

અને $-\log K_b$ મૂલ્ય પરથી K_bનું મૂલ્ય ગણી શકાય.

દાખલો 16 : ફોર્મિક ઍસિડ (HCOOH)નો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-4} છે. તો સંયુગ્મ બેઇઝ ફોર્મેટ આયન $(HCOO^-)$નો વિયોજન અચળાંક કેટલો હશે ?

ઉકેલ :

$K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ અને $K_w = 1.0 \times 10^{-4}$

$K_b \times K_b = K_w$

$$\therefore K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-4}} = 5.5 \times 10^{-9}$$

ડાયબેઝિક અથવા પોલિબેઝિક (દ્વિપ્રોટિક અથવા બહુપ્રોટિક) ઍસિડનો વિયોજન-અચળાંક : સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ, ઑક્ઝેલિક ઍસિડ વગેરે દ્વિબેઝિક અને ફૉસ્ફોરિક ઍસિડ તથા સાઇટ્રિક ઍસિડ વગેરે ત્રિબેઝિક ઍસિડ છે. તેમના આયનીકરણ અચળાંકો અનુક્રમે બે- K_{a_1} અને K_{a_2} તથા ત્રણ K_{a_1}, K_{a_2} અને K_{a_3} છે. ધારો કે નિર્બળ દ્વિબેઝિક ઍસિડને H_2A તરીકે દર્શાવીએ, તો તેનું આયનીકરણ નીચે પ્રમાણેના બે તબક્કામાં થશે અને તેને અનુરૂપ K_{a_1} અને K_{a_1} મળશે. ત્રિબેઝિકનું આયનીકરણ ત્રણ તબક્કામાં થશે. અને તેને અનુરૂપ K_{a_1}, K_{a_2} અને K_{a_3} મળશે.

(1) $H_2A_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HA^-_{(aq)}$

$$K_{a_1} = \frac{[H_3O^+][HA^-]}{[H_2A]} \qquad (4.33)$$

(2) $HA^- + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^{2-}_{(aq)}$

$$K_{a_2} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA^-]} \qquad (4.34)$$

4.18.3 ઍસિડની પ્રબળતાને અસર કરતાં પરિબળો (Factors Affecting Strength of Acid) : ઍસિડના વિયોજન અચળાંક, pH મૂલ્યો વગેરેના અભ્યાસ પરથી જાણવા મળ્યું કે તેમનાં મૂલ્યો જુદાં-જુદાં આવે છે. આનું કારણ મળતી $[H_3O^+]$ વધારે કે ઓછી આવે છે. આમ, થવાનું કારણ શું હોઈ શકે ? જો ઍસિડ પ્રબળ હોય, તો વધુ $[H_3O^+]$ આપે અને તેથી K_aનું મૂલ્ય ઊંચું જાય તથા pHનું મૂલ્ય નીચું જાય. ઍસિડનું વિયોજન તે ઍસિડની પ્રબળતા અને H–A બંધની ધ્રુવીયતા પર આધાર રાખશે. જેમ જેમ H–A બંધની પ્રબળતા ઘટતી જશે તેમ તેમ તે બંધને તોડવા માટેની ઊર્જા ઘટતી જશે. અને HA વધુ પ્રબળ બનશે. જ્યારે H–A બંધ વધુ ધ્રુવીય બનશે, ત્યારે H અને A વચ્ચેની વિદ્યુતઋણતાનો તફાવત વધશે, તેથી તેમાં દેખીતી રીતે આયનીકરણ થશે. બંધનું માળખું તોડવું સહેલું બનશે, તેથી ઍસિડિકતા વધતી જશે.

આવર્તકોષ્ટકના એક જ સમૂહનાં તત્ત્વોને સરખાવતાં H–A બંધ પ્રબળતા, ધ્રુવીય સ્વભાવ કરતાં અગત્યનું પરિબળ ગણાશે. જેમ સમૂહમાં નીચે જઈએ તેમ Aનું કદ વધશે, તો H–A બંધ પ્રબળતા ઘટશે અને ઍસિડ પ્રબળતા વધશે.

કદમાં વધારો થાય છે. →

HF << HCl << HBr << HI

ઍસિડ પ્રબળતા વધે છે. →

આથી જ H_2O કરતાં H_2S ઍસિડ વધારે પ્રબળ છે. પરંતુ જો આવર્તકોષ્ટકના એક જ આવર્તમાંના તત્ત્વોની ચર્ચા કરીએ તો H–A બંધ ધ્રુવીયતા ઍસિડની પ્રબળતા નક્કી કરશે. Aની વિદ્યુતઋણતા જેમ વધશે તેમ ઍસિડની પ્રબળતા વધશે. જેમ કે,

વિદ્યુતઋણતા વધે છે. →

$CH_4 << NH_3 << H_2O << HF$

ઍસિડ પ્રબળતા વધે છે. →

4.18.4 નિર્બળ ઍસિડ અને બેઇઝના આયનીકરણ અચળાંક પર સમાન આયનની અસર (Effect of common ion on ionisation constant of weak acid and base) : આપણે નિર્બળ ઍસિડ ઍસિટિક ઍસિડ (CH_3COOH)નું ઉદાહરણ લઈએ.

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

અથવા

$$HA + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

જ્યાં CH_3COOH માટે HAc અને CH_3COO^- આયન માટે Ac^- ટૂંકાં રૂપો મૂક્યાં છે.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]} \qquad (4.35)$$

ધારો કે આ સંતુલનમાં રહેલા દ્રાવણમાં સમાન આયન ધરાવતો CH_3COONa અથવા ઍસિડ HCl ઉમેરીએ તો શું થાય ? અગાઉ રાસાયણિક સંતુલનમાં શીખ્યા તેમ HCl ઉમેરવાથી $[H_3O^+]$ વધશે અને CH_3COONa ઉમેરતાં $[Ac^-]$ વધશે તેથી લ શેટેલિયરના નિયમ પ્રમાણે સંતુલન આ ફેરફારને નહિવત્ બનાવી સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય જાળવી રાખશે. આનો અર્થ એમ થાય છે કે સંતુલન ડાબી બાજુ તરફ ધકેલાય અને તેથી HAcની સાંદ્રતા વધશે એટલે કે અવિયોજિત ઍસિડનું પ્રમાણ વધશે. અને તેથી $[H_3O^+]$માં ઘટાડો થશે એટલે pHમાં વધારો થશે. HCl ઉમેરવાથી મળતા $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા વધવાથી આવું જ પરિણામ આવશે. આ અસર નિર્બળ ઍસિડના વિયોજન પર સમાન આયનની અસર કહેવાય છે.

આ જ પ્રમાણે નિર્બળ બેઇઝ NH_3ના આયનીકરણની બાબતમાં પણ NH_4Cl જેવો ક્ષાર ઉમેરી $[NH_4^+]$ વધારીએ તો લ શેટેલિયરના નિયમ પ્રમાણે $[NH_4^+]$ વધશે, તેથી સંતુલન ડાબી બાજુ ખસશે અને તેથી અવિયોજિત NH_3વધશે એટલે કે $[OH^-]$ ઘટશે. પરિણામે pH ઘટશે. આ બંને અસરો આપણે નીચેના દાખલા પરથી સાબિત કરીએ :

દાખલો 17 : ધારો કે 0.1M CH_3COOH ઍસિડના દ્રાવણમાં 0.1M CH_3COONa ઉમેરવામાં આવે, તો તેના pHમાં શું ફેર પડશે ? CH_3COOH માટે $pK_a = 4.74$

ઉકેલ : પ્રથમ સમાન આયન (CH_3COO^-)ની ગેરહાજરીમાં નિર્બળ ઍસિડ માટે

$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C}$

$pK_a = 4.74$

$\therefore -\log K_a = 4.74$

$\therefore \log K_a = -4.74 = \bar{5} + 0.26$

$K_a = \text{Antilog } (\bar{5} + 0.26)$

$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

$\therefore [H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_o}$

$= \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 10^{-1}}$

$= \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3416 \times 10^{-3}$

$\therefore pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}(1.3416 \times 10^{-3}) = 2.87$

હવે 0.1M CH_3COONa ઉમેરવામાં આવે, તો

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[Ac^-]}{[HAc]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[0.1]}{[0.1]} \qquad (4.36)$$

$Ac^- = CH_3COONa$માંથી મળતો Ac^- અને HAcના વિયોજનથી મળતો Ac^- આયન થાય, પરંતુ HAcના વિયોજનથી મળતા Ac^-ની સાંદ્રતા 0.1M CH_3COONa માંથી મળતા Ac^- (0.1M) સરખામણીમાં અવગણી શકાય, તેથી $Ac^- = 0.1M$ લઈ શકાય.

$\therefore [H_3O^+] = 1.8 \times 10^{-5}$

$\therefore -\log_{10}[H_3O^+] = pH$

$= -\log_{10}(1.8 \times 10^{-5}) = 4.81$

આથી સાબિત થાય છે કે સમાન આયનની અસરને લીધે ઍસિડનું વિયોજન ઘટે છે. એટલે કે $[H_3O^+]$ ઘટે છે, માટે pH વધે છે.

દાખલો 18 : 1M નિર્બળ બેઇઝ NH_4OHમાં 0.1M NH_4Cl ઉમેરવામાં આવે, તો દ્રાવણના pHમાં શું ફેર પડશે ? NH_4OHનો $K_b = 1.77 \times 10^{-5}$

ઉકેલ : ઉપર પ્રમાણે અને નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંક નક્કી કરવાની રીત પરથી ગણતરી કરો. પરિણામો મેળવી નીચેનાં મૂલ્યો સાથે સરખાવો.

NH_4OHની ગેરહાજરીમાં 0.1M NH_4OHનો pH = 11.13, 0.1M NH_4Clની હાજરીમાં 0.1M NH_4OHનો pH = 9.25. આમ, આ ઉદાહરણ દર્શાવે છે કે નિર્બળ બેઇઝના દ્રાવણનો pH સમાન આયનની અસરને લીધે ઘટે છે.

4.19 ક્ષારનું જળવિભાજન અને તેમના દ્રાવણનો pH (Hydrolysis of Salts and pH of their Solutions)

ઍસિડ અને બેઇઝ નિશ્ચિત પ્રમાણમાં સંયોજાવાથી ક્ષાર મળે છે. આ ક્ષારને પાણીમાં ઓગાળતાં આયનીકરણ પામે છે. ઍસિડ અને બેઇઝ પ્રબળ અથવા નિર્બળ હોય, તો નીચે પ્રમાણેના ક્ષાર મળે છે :

ઍસિડ	બેઇઝ	ક્ષાર	ગુણધર્મ	ઉદાહરણ
(1) પ્રબળ	પ્રબળ	તટસ્થ	તટસ્થ	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
(2) પ્રબળ	નિર્બળ	ઍસિડિક	ઍસિડિક	$HCl + NH_4OH \rightleftharpoons NH_4Cl + H_2O$
(3) નિર્બળ	પ્રબળ	બેઝિક	બેઝિક	$CH_3COOH + NaOH \rightleftharpoons CH_3COONa + H_2O$
(4) નિર્બળ	નિર્બળ	તટસ્થ અથવા ઍસિડિક અથવા બેઝિક	તટસ્થ અથવા ઍસિડિક અથવા બેઝિક	$CH_3COOH + NH_4OH \rightarrow CH_3COONH_4 + H_2O$ $HCOOH + NH_4OH \rightleftharpoons HCOONH_4 + H_2O$ $C_6H_5COOH + NH_4OH \rightleftharpoons C_6H_5COONH_4 + H_2O$

પ્રબળ બેઇઝ અને પ્રબળ ઍસિડમાંથી બનેલા ક્ષાર તટસ્થ હોય છે. માટે તેમના pH 7.0 હોય છે. દા.ત. NaCl પરંતુ પ્રબળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઇઝમાંથી બનેલો ક્ષાર ઍસિડિક હોઈ તેમના જલીય દ્રાવણોનો pH, 7 કરતાં ઓછો હોય છે. દા.ત. NH_4Cl. એ જ પ્રમાણે નિર્બળ ઍસિડ અને પ્રબળ બેઇઝમાંથી બનેલો ક્ષાર બેઝિક હોય છે અને તેમનાં જલીય દ્રાવણોના pH 7 કરતાં વધારે હોય છે. દા.ત CH_3COONa. આમ થવાનું કારણ ક્ષાર પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરી જળવિભાજનની પ્રક્રિયા કરે છે.

જળવિભાજન-પ્રક્રિયા પણ સંતુલન-પ્રક્રિયા છે, તેથી તેને અનુરૂપ સંતુલન અચળાંક ગણી શકાય જેને જળવિભાજન અચળાંક (K_h) કહે છે. આપણે નિર્બળ ઍસિડ અને પ્રબળ બેઇઝના ક્ષાર (દા.ત. CH_3COONa)ના ઉદાહરણથી તે નક્કી કરીએ.

(1) નિર્બળ ઍસિડ અને પ્રબળ બેઇઝના ક્ષાર CH_3COONa માટે,

$$CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)}$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][NaOH]}{[CH_3COONa]} \quad (4.37)$$

(2) પ્રબળ ઍસિડ નિર્બળ બેઇઝના ક્ષાર (દા.ત., NH_4Cl) માટે,

$$NH_4Cl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$$

$$K_h = \frac{[NH_4OH][HCl]}{[NH_4Cl]} \quad (4.38)$$

(3) નિર્બળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઇઝના ક્ષાર (દા.ત., CH_3COONH_4) માટે,

$$CH_3COONH_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][NH_4OH]}{[CH_3COONH_4]} \quad (4.39)$$

અગાઉ K_a, K_bનો અભ્યાસ કર્યો છે. તેથી K_hનાં નીચે જણાવેલાં સૂત્રો ઉપજાવી શકાય :

ક્ષાર	જળવિભાજન અચળાંક (K_h)	દ્રાવણનો pH
પ્રબળ ઍસિડ-નિર્બળ બેઇઝ	$K_h = K_w/K_b = \frac{[H_3O^+]^2}{C_O}$	< 7
નિર્બળ ઍસિડ-પ્રબળ બેઇઝ	$K_h = K_w/K_a = \frac{[OH^-]}{C_O}$	> 7
નિર્બળ ઍસિડ-નિર્બળ બેઇઝ	$K_h = K_w/K_a \cdot K_b = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{C_O}$	= 7

જ્યાં C_O ક્ષારની મૂળ સાંદ્રતા છે.

આમ ક્ષારના પ્રકાર પરથી તેના જલીય દ્રાવણનો pH ગણી શકાય.

દાખલો 19 : 0.1M સોડિયમ એસિટેટ (CH_3COONa)ના જલીય દ્રાવણનો pH ગણો. CH_3COOHનો $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ છે. $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ છે.

ઉકેલ :

$$CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)}$$

અથવા

$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.5 \times 10^{-10}$$

પરંતુ $K_h = \frac{[OH^-]^2}{C_O}$

$$\therefore 5.5 \times 10^{-10} = \frac{[OH^-]^2}{0.1}$$

$$\therefore [OH^-]^2 = 5.5 \times 10^{-10} \times 0.1$$

$$= 5.5 \times 10^{-11}$$

$$\therefore [OH^-] = \sqrt{5.5 \times 10^{-11}}$$

$$= 7.4 \times 10^{-6}$$

હવે $pOH = -\log_{10}[OH^-]$

$$= -\log_{10}(7.4 \times 10^{-6}) = 5.13$$

$pH = 14 - pOH$

$\therefore pH = 14 - 5.13 = 8.87$

4.20 બફર દ્રાવણો (Buffer Solutions)

આપણા શરીરમાં રહેલા લોહી તથા પેશાબ જેવા દ્રવ્ય (fluid)ના pH લગભગ નિશ્ચિત હોય છે. જો આ pHમાં ફેરફાર થાય, તો શરીરમાંની જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓને અસર પહોંચે છે. આપણા શરીરની રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં pH નિશ્ચિત હોય છે. જેમકે માણસની લાળનો pH 6.4 હોય છે. આ ઉપરાંત હોજરીમાં હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ રહેલાં હોય છે, જે પાચનક્રિયામાં મદદ કરે છે. સૌંદર્ય પ્રસાધનોમાં પણ pH

નિશ્ચિત રાખવામાં આવે છે. આથી પ્રશ્ન થાય છે કે કોઈ દ્રાવણમાં pH નિશ્ચિત કઈ રીતે રાખી શકાય ? આવાં દ્રાવણોને બફર દ્રાવણો કહે છે. તેની વ્યાખ્યા નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

"જે દ્રાવણોમાં અલ્પ પ્રમાણમાં ઍસિડ કે બેઇઝ ઉમેરવામાં આવે અથવા તે દ્રાવણોનું પાણી વડે મંદન કરવામાં આવે તોપણ તેઓ તેમના pHમાં થતા ફેરફારનો પ્રતિકાર કરે છે અને pHનું મૂલ્ય લગભગ અચળ રહે છે. તેવાં દ્રાવણોને બફર દ્રાવણો કહે છે." બફર દ્રાવણો ઍસિડિક કે બેઝિક હોઈ શકે છે. જો નિર્બળ ઍસિડનો pK_a અથવા નિર્બળ બેઇઝનો pK_b જાણતા હોઈએ, તો જ્ઞાત pH વાળાં બફર દ્રાવણો બનાવી શકાય. બફર દ્રાવણો નીચે પ્રમાણે ત્રણ પ્રકારનાં હોઈ શકે :

(i) ઍસિડિક બફર દ્રાવણો : નિર્બળ ઍસિડ અને તેના પ્રબળ બેઇઝ સાથેના ક્ષારના મિશ્રણથી ઍસિડિક બફર દ્રાવણ બનાવી શકાય.

(ii) બેઝિક બફર દ્રાવણ : નિર્બળ બેઇઝ અને તેના પ્રબળ ઍસિડ સાથેના ક્ષારના મિશ્રણથી બેઝિક બફર દ્રાવણ બનાવી શકાય.

(iii) તટસ્થ બફર દ્રાવણ : નિર્બળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઇઝના તટસ્થીકરણથી તટસ્થ બફર દ્રાવણ બનાવી શકાય. નીચેના કોષ્ટકમાં આ પ્રકારનાં બફર દ્રાવણો દર્શાવ્યાં છે :

પ્રકાર	પદાર્થો	pHનું મૂલ્ય
ઍસિડિક	$CH_3COOH + CH_3COONa$	< 7
બેઝિક	$NH_4OH + NH_4Cl$	> 7
તટસ્થ	$CH_3COOH + NH_4OH$	≈ 7

જ્ઞાત pH ધરાવતું બફર દ્રાવણ નીચેના હેન્ડરસન-હેસલબેક (Henderson-Hasselbalch) સમીકરણનો ઉપયોગ કરી બનાવી શકાય :

ઍસિડિક દ્રાવણ માટે

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ક્ષાર}]}{[\text{ઍસિડ}]} \qquad (4.40)$$

જ્યાં ઍસિડ નિર્બળ ઍસિડ છે. જેનો વિયોજન અચળાંક K_a છે અને [ક્ષાર] તે ઍસિડના પ્રબળ બેઇઝ સાથેના ક્ષારની સાંદ્રતા છે. CH_3COOH અને CH_3COONaના બફર દ્રાવણ માટે લખી શકાય.

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COONa]}{[CH_3COOH]}$$

એ જ પ્રમાણે બેઝિક બફર દ્રાવણ, દા.ત., $NH_4OH + NH_4Cl$ માટે લખી શકાય.

$$pH = pK_b + \log \frac{[NH_4Cl]}{[NH_4OH]}$$

આવાં બફર દ્રાવણોનો ઉપયોગ રાસાયણિક, જૈવ-રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓનો અને વૈશ્લેષિક રસાયણમાં ખાસ કરવામાં આવે છે. માનવશરીરમાં $[HCO_3^-]$ અને $[CO_3^{2-}]$ ધરાવતાં તથા $[H_2PO_4^-]$ અને $[HPO_4^{2-}]$ ધરાવતાં બફર દ્રાવણો આવેલાં છે.

4.21 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારોના દ્રાવ્યતા ગુણાકાર (Solubility Product of Sparingly Soluble Salts)

આપણે અગાઉ શીખ્યા છીએ તે પ્રમાણે NaOH જેવા આયનીય પદાર્થો પાણીમાં ખૂબ જ દ્રાવ્ય છે. તે હવામાંથી ભેજ શોષીને પણ દ્રવે છે, જ્યારે LiF જેવા સહસંયોજક પદાર્થો પાણીમાં ઓછા દ્રાવ્ય છે અને CdS જેવાં બિનઆયનીય સંયોજનો પાણીમાં લગભગ અદ્રાવ્ય છે, આથી પદાર્થોના ત્રણ પ્રકાર પાડી શકાય.

પ્રકાર 1 સુદ્રાવ્ય : જે પદાર્થોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા 0.1M થી વધુ હોય. દા.ત., NaCl, HCl, NaOH

પ્રકાર 2 અદ્રાવ્ય : જે પદાર્થોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા અત્યંત ઓછી હોય. દા.ત., CdS, PbS

પ્રકાર 3 અલ્પદ્રાવ્ય : જે પદાર્થોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા 0.01M થી ઓછી હોય. દા.ત., AgCl, $BaSO_4$, $PbSO_4$

પદાર્થની દ્રાવ્યતાનો આધાર તેની લેટિસ એન્થાલ્પી અને જલીયકરણ-એન્થાલ્પી પર રહેલો છે. જલીયકરણ એન્થાલ્પી લૅટિસ એન્થાલ્પી કરતાં વધુ હોય તો પદાર્થ પાણીમાં દ્રાવ્ય થાય. બીજી બાબત એ છે કે ધ્રુવીય પદાર્થો ધ્રુવીય દ્રાવકોમાં ઓગળે છે અને અધ્રુવીય પદાર્થો અધ્રુવીય દ્રાવકોમાં આગળે છે. દા.ત., NaCl જેવો ધ્રુવીય પદાર્થ પાણી જેવા ધ્રુવીય દ્રાવકમાં ઓગળે અને નેપ્થેલીન જેવો અધ્રુવીય પદાર્થ બેન્ઝિન જેવા અધ્રુવીય દ્રાવકમાં ઓગળે છે.

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારો બહુ ઓછા પ્રમાણમાં દ્રાવ્ય હોઈ તેઓ જલીય દ્રાવણમાં સંતુલન ધરાવે છે અને જેટલો પદાર્થ ઓગળેલો હોય છે તે સંપૂર્ણ આયનીકરણ પામેલો હોય છે. આપણે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના સંતુલન અચળાંક અને તેની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસરનો અભ્યાસ કરીશું.

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક : ધારો કે આપણે AgCl જેવા અલ્પદ્રાવ્ય પદાર્થને પાણીમાં ઓગાળી તેનું સંતૃપ્ત દ્રાવણ બનાવીએ, તો તેમાં નીચે પ્રમાણેની પ્રક્રિયા થઈ સંતુલન સ્થપાશે.

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$\text{સંતુલન અચળાંક } K_e = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{[AgCl]} \quad (4.41)$$

શુદ્ધ ઘન પદાર્થ માટે તેની સાંદ્રતા તેની ઘનતા હોય છે અને નિશ્ચિત તાપમાને ઘનતા નિશ્ચિત હોવાથી ઘનની સાંદ્રતા અચળ ગણી શકાય. તેથી

$$K_e \cdot [AgCl_{(s)}] = [Ag^+][Cl^-] = K_{sp} \quad (4.42)$$

જ્યાં K_{sp} અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર AgClનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક છે. તેને માત્ર દ્રાવ્યતા ગુણાકાર તરીકે પણ દર્શાવવામાં આવે છે. હવે આપેલ તાપમાને Ag^+ અને Cl^- આયનોની સાંદ્રતા નક્કી કરીએ તો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર શોધી શકાય. 298 K તાપમાને AgClની દ્રાવ્યતા 1.3×10^{-5} M જણાઈ છે, તેથી

$$[Ag^+] = [Cl^-] = 1.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\therefore K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$= (1.3 \times 10^{-5})(1.3 \times 10^{-5})$$

$$= (1.69 \times 10^{-10}) \text{ (મોલ લિટર}^{-1})^2$$

અથવા M^2

દ્રાવ્યતા ગ્રામમાં નક્કી કરવી હોય, તો આણ્વિય દળ વડે ગુણીને મેળવી શકાય.

દાખલો 20 : $Mg(OH)_2$ના સંતૃપ્ત દ્રાવણની સાંદ્રતા 298 K તાપમાને 8.2×10^{-4} ગ્રામ લિટર$^{-1}$ જણાઈ છે, તો $Mg(OH)_2$નો K_{sp} ગણો. $Mg(OH)_2$નું આણ્વિય દળ 58.0 ગ્રામ મોલ$^{-1}$ છે.

ઉકેલ : $Mg(OH)_2$ની દ્રાવ્યતા 8.2×10^{-4} ગ્રામ લિટર$^{-1}$ છે.

$Mg(OH)_2$ની દ્રાવ્યતા મોલ લિટર$^{-1}$માં

$$\frac{8.2 \times 10^{-4}}{58} = 1.41 \times 10^{-5} \text{ M}$$

હવે $Mg(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)}$

આથી $[Mg^{2+}] = 1.41 \times 10^{-5}$ M થશે, પરંતુ

$[OH^-] = 2 \times 1.41 \times 10^{-5}$ M થશે.

તેથી $K_{sp} = [Mg^{2+}][OH^-]^2$ પ્રમાણે,

$$K_{sp} = (1.41 \times 10^{-5})(2 \times 1.41 \times 10^{-5})^2$$

$$= 1.121 \times 10^{-14} \text{ M}^3 \text{ થશે.}$$

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના પ્રકાર અને તેમનાં K_{sp} મૂલ્યો મેળવવાનાં સૂત્રો નીચે પ્રમાણે છે :

પ્રકાર	ઉદાહરણ	K_{sp} માટેનું સૂત્ર અને એકમ
1 : 1	AgCl	$K_{sp} = S^2 \quad M^2$
1 : 2	CaF_2	$K_{sp} = 4S^3 \quad M^3$
2 : 2	$BaSO_4$	$K_{sp} = S^2 \quad M^2$
2 : 1	$Mg(OH)_2$	$K_{sp} = 4S^3 \quad M^3$

જ્યાં S = દ્રાવ્યતા મોલ લિટર$^{-1}$માં અથવા M.

જો દ્રાવ્યતા ગ્રામમાં આપેલ હોય અને કદ મિલિટરમાં આપેલ હોય, તો દ્રાવ્યતા ગ્રામ લિટર$^{-1}$માં ગણી દ્રાવ્યના આણ્વિય દળ વડે ભાગીને દ્રાવ્યતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા M એકમમાં મેળવી શકાય.

પ્રવૃત્તિ : નીચેના પદાર્થોના દ્રાવ્યતા ગુણાકાર માટેનાં સૂત્રો તથા એકમો દર્શાવો :

AgBr, $PbSO_4$, $Al(OH)_3$, Bi_2S_3 અને $Zr_3(PO_4)_2$

દ્રાવ્યતા ગુણાકારની ઉપયોગિતા :

(1) દ્રાવ્યતા ગુણાકારનાં મૂલ્યો જાણતાં હોઈએ, તો દ્રાવણમાં રહેલા પદાર્થોની દ્રાવ્યતા સરખાવી શકાય :

(2) દ્રાવ્ય પદાર્થનું અદ્રાવ્ય પદાર્થમાં અવક્ષેપન થશે કે નહિ તે પણ નક્કી કરી શકાય. જેમકે $AgNO_3$ના દ્રાવણમાં NaCl ઉમેરતાં AgClના અવક્ષેપ મળશે તેમ જાણવું છે. આ માટે લીધેલા $AgNO_3$ દ્રાવણની સાંદ્રતા પરથી $[Ag^+]$ M એકમમાં મેળવો અને ઉમેરેલા NaClની સાંદ્રતા પરથી $[Cl^-]$ M એકમમાં મેળવો. તેમનો ગુણાકાર કરો. આ ગુણાકારને આયનીય ગુણાકાર I_p તરીકે દર્શાવો અને તેના મૂલ્યને તેના K_{sp}ના મૂલ્ય સાથે સરખાવો. ત્રણ શક્યતાઓ છે, જેને અનુરૂપ અવક્ષેપન વિશે પ્રાક્કથન કરી શકાય.

(i) $I_p > K_{sp}$ અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના અવક્ષેપ મળશે અથવા અવક્ષેપન થશે.

(ii) $I_p < K_{sp}$ અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના અવક્ષેપ મળશે નહિ અથવા અવક્ષેપન થશે નહિ.

(iii) $I_p = K_{sp}$ સંતુલન દર્શાવે છે, માટે અવક્ષેપન થશે નહિ, પરંતુ દ્રાવણ સંતૃપ્ત અવસ્થામાં રહેશે.

4.22 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસર (Effect of Common Ion on Solubility of Sparingly Soluble Salt)

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર દ્રાવણમાં જેટલો ઓગળેલો હોય છે, તે બધો જ સંપૂર્ણપણે વિયોજિત થયેલો હોઈ આયનીય સ્વરૂપે હોય છે. તેથી તે પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્ય છે. અગાઉ રાસાયણિક સંતુલનમાં આપણે સાંદ્રતાની અસર લ શેટેલિયરના નિયમની ઉપયોગિતા વગેરેનો અભ્યાસ કરી શકાય. સંતુલન-અચળાંક હોવાથી તે તાપમાન પર આધાર રાખશે; પરંતુ કોઈ પણ નિયત તાપમાને તેનું મૂલ્ય નિશ્ચિત રહેશે.

ધારો કે AgCl જેવા અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના દ્રાવણમાં KCl જેવો દ્રાવ્ય આયનીય પદાર્થ ઉમેરીએ, તો શું થાય ?

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$KCl_{(s)} \rightarrow K^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

સંતુલનમાં રહેલા AgClમાંથી મળેલા Cl^- ઉપરાંત KClના સંપૂર્ણ આયનીકરણથી Cl^- આયન મળશે, જેથી Cl^-ની કુલ સાંદ્રતા વધી જશે. તેથી લ શેટેલિયરના નિયમ મુજબ આ અસર નાબૂદ કરવા અને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય નિશ્ચિત રાખવા માટે સંતુલન ડાબી તરફ ખસશે. એટલે કે $AgCl_{(s)}$બનશે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ, તો AgClની દ્રાવ્યતામાં ઘટાડો થશે. $AgNO_3$નું દ્રાવણ ઉમેરી સમાન આયન Ag^+ની અસરનો અભ્યાસ પણ આ જ પરિણામ આપશે, એટલે કે AgClની દ્રાવ્યતા ઘટશે. આથી કહી શકાય કે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસરને લીધે તેની દ્રાવ્યતા ઘટે છે. અથવા અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર વધુ અવક્ષિપ્ત થાય છે.

દાખલો 21 : અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર $Mg(OH)_2$ના K_{sp}નું મૂલ્ય 298 K તાપમાને 1.8×10^{-11} M^3 છે. જો તેમાં 0.1 M NaOHનું દ્રાવણ ઉમેરવામાં આવે, તો $Mg(OH)_2$ની સાંદ્રતા શુ થશે ? પરિણામની ચર્ચા કરો.

ઉકેલ : અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર $Mg(OH)_2$ 2:1 પ્રકારનો ક્ષાર હોઈ $K_{sp} = 4S^3$ થશે. જ્યાં S = $Mg(OH)_2$ની સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$માં

હવે $K_{sp} = 4S^3 \therefore 1.8 \times 10^{-11} = 4S^3$

$$\therefore S = \sqrt[3]{\frac{1.8 \times 10^{-11}}{4}}$$

$$= 1.65 \times 10^{-4} \text{ M.}$$

આથી, $Mg(OH)_2$ની પાણીમાં દ્રાવ્યતા (NaOH)ની ગેરહાજરીમાં = 1.65×10^{-4} M થશે.

હવે 0.1 M NaOHની હાજરીમાં OH^-ની સાંદ્રતા NaOHના સંપૂર્ણ આયનીકરણથી મળતા OH^-ની સાંદ્રતા તથા $Mg(OH)_2$ના આયનીકરણથી મળેલ OH^-ની સાંદ્રતાના સરવાળા બરાબર થશે. પરંતુ $Mg(OH)_2$ની દ્રાવ્યતા ઓછી હોઈ તેના આયનીકરણથી મળતા OH^-ની સાંદ્રતા NaOHના દ્રાવણમાંથી મળતા 0.1 M OH^-ની સરખામણીમાં અવગણી શકાય; તેથી,

$K_{sp} = [Mg^{2+}] [OH^-]^2$ માટે

$$1.8 \times 10^{-11} = [S] (2 \times 0.1)^2$$

$$\therefore [S] = \frac{1.8 \times 10^{-11}}{4 \times 10^{-2}}$$

$$= 0.45 \times 10^{-9} = 4.5 \times 10^{-10} \text{ M}$$

આમ, સમાન આયન OH^-ની હાજરીમાં અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર $Mg(OH)_2$ની દ્રાવ્યતા 1.65×10^{-4} Mથી ઘટીને 4.5×10^{-10} M થઈ. આમ, સમાન આયનની અસરને લીધે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા ઘટે છે.

સમાન આયનની અસરનો ઉપયોગ ગુણાત્મક પૃથક્કરણમાં એક આયનની હાજરીમાં બીજા આયનને અદ્રાવ્ય બનાવી અલગ કરી શકાય છે. તથા મિશ્રણમાંના ઘટકોની દ્રાવ્યતા ઘટાડવા માટે પણ તેનો ઉપયોગ કરી શકાય છે. ગુણાત્મક પૃથક્કરણમાં બીજા સમૂહનાં ધાતુઆયનોના સલ્ફાઇડના દ્રાવ્યતા ગુણાકાર તૃતીય-બ સમૂહનાં ધાતુઆયનોના સલ્ફાઇડના દ્રાવ્યતા ગુણાકારની સરખામણીમાં ઓછા છે, માટે બીજા સમૂહના પરીક્ષણમાં H_2S જળ ઉમેરતાં પહેલાં HCl ઉમેરવામાં આવે છે.

$$H_2S_{(aq)} \rightleftharpoons 2H^{+}_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$

$$HCl_{(aq)} \rightarrow H^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

સંતુલન પર HClમાંથી મળતા H^+ આયન સમાન આયન અસર ઉપજાવે છે અને S^{2-} આયનની સાંદ્રતા ઘટાડે છે, તેથી બીજા સમૂહના સમાવાયેલાં ધાતુઆયનો તેમના સલ્ફાઇડ તરીકે H_2S જળ ઉમેરતાં અવક્ષેપન પામે છે, કારણ કે આ ધાતુ સલ્ફાઇડના દ્રાવ્યતા-ગુણાકાર ઘણા ઓછા છે. આ જ પ્રમાણે તૃતીય-અ સમૂહનાં આયનોના અવક્ષેપન માટે NH_4OH ઉપરાંત NH_4Cl (અધિક પ્રમાણમાં) ઉમેરવામાં આવે છે. NH_4OHમાંથી મળતા

OH^-ની સાંદ્રતા NH_4Clમાંથી મળતા સમાન NH_4^+ને લીધે ઘટે છે. માટે તૃતીય-અ સમૂહનાં ધાતુઆયનો હાઇડ્રૉક્સાઇડ તરીકે અવક્ષેપન પામે છે. કારણ કે તેમના અલ્પદ્રાવ્ય હાઇડ્રૉક્સાઇડ ક્ષારોના દ્રાવ્યતા ગુણાકારનાં મૂલ્યો નીચાં છે. આ ઉપરાંત NaClના સંતૃપ્ત દ્રાવણમાં HCl વાયુ પસાર કરવાથી સમાન આયન Cl^-ની અસરને લીધે NaCl અદ્રાવ્ય બની અવક્ષેપ રૂપે છૂટું પડે છે.

એ નોંધવું જરૂરી છે કે કેટલાક સંજોગોમાં દ્રાવ્યતા ઘટવાને બદલે વધે છે. નિર્બળ ઍસિડના ક્ષારો જેવા કે ફૉસ્ફેટ ક્ષારોની દ્રાવ્યતા ઍસિડ ઉમેરવાથી અથવા pH ઘટાડવાથી વધે છે. આનું કારણ એ છે કે ફૉસ્ફેટ આયન ઍસિડમાંના H^+ સાથે સંયોજાઈ પ્રોટોન મેળવી ઍસિડમાં ફેરવાય છે, તેથી ફૉસ્ફેટ ક્ષારોની દ્રાવ્યતા વધે છે.

સારાંશ

પ્રવાહીમાંથી બાષ્પ-અવસ્થામાં જતા અણુઓ અને બાષ્પ અવસ્થામાંથી પ્રવાહી અવસ્થામાં જતા અણુઓની સંખ્યા સરખી થાય ત્યારે સંતુલન સ્થપાયેલ છે, તેમ કહેવામાં આવે છે અને તે ગતિશીલ છે. ભૌતિક અને રાસાયણિક એમ બંને પ્રકારની પ્રક્રિયાઓમાં સંતુલન પ્રસ્થાપિત થાય છે. આ સમયે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓના વેગ સરખા થાય છે. સંતુલન અચળાંક K_cને નીપજોની સાંદ્રતાના ગુણાકારને પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતાના ગુણાકાર વડે ભાગતાં મળતા ગુણોત્તરથી દર્શાવાય છે; જોકે દરેકની સાંદ્રતાને તેના તત્ત્વયોગમિતીય ગુણાંકને ઘાતાંક તરીકે દર્શાવવાનો હોય છે.

પ્રક્રિયા $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ માટે

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

સંતુલન અચળાંકને નિયત તાપમાને નિશ્ચિત મૂલ્ય હોય છે અને આ તબક્કે સ્થૂળ (macroscopic) ગુણધર્મો જેવા કે સાંદ્રતા, દબાણ વગેરે અચળ થાય છે. વાયુમય પ્રક્રિયા માટે K_cને બદલે K_p લેવાય છે અને સાંદ્રતાને બદલે વાયુમય પ્રક્રિયકો અને નીપજોનાં આંશિક દબાણ દર્શાવાય છે. K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ $K_p = K_c (RT)^{\Delta n_g}$ તરીકે દર્શાવાય છે. પ્રક્રિયા કઈ દિશામાં (પુરોગામી કે પ્રતિગામી) થશે, તે દર્શાવવા માટે પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_cજે સંતુલન અવસ્થાએ K_cને બરાબર હોય છે. તેના વડે દર્શાવાય છે. લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત દર્શાવે છે કે સંતુલનમાં રહેલી કોઈ પણ પ્રક્રિયાને અસર કરતાં પરિબળો જેવાં કે, સાંદ્રતા, તાપમાન, દબાણ વગેરેમાં ફેરફાર કરી સંતુલનને ખલેલ પહોંચાડવામાં આવે, તો સંતુલન એવી દિશામાં જવા પ્રયત્ન કરશે, જેથી કરેલા ફેરફારની અસર ઓછામાં ઓછી અથવા નહિવત્ કરી દેશે અને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય બદલાશે નહિ. આનો ઉપયોગ ઉદ્યોગોમાં સંતુલન કેવી રીતે પ્રાપ્ત થાય તે માટે જરૂરી સાંદ્રતા, દબાણ, તાપમાન નિષ્ક્રિય વાયુ વગેરે વિશે અભ્યાસ કરી શકીએ. ઉદ્યોગોમાં પ્રક્રિયકથી નીપજ તરફ (ડાબેથી જમણી તરફ) પ્રક્રિયા જાય તે પ્રમાણે પરિબળોમાં ફેરફાર કરી શકીએ અથવા નિયંત્રણ પણ કરી શકીએ; ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ કરવામાં આવે, તો માત્ર પ્રક્રિયાનો વેગ વધારી શકીએ છીએ. એટલે પ્રક્રિયા માટે લાગતો સમય ઘટાડી શકીએ; પરંતુ સાંદ્રતામાં કે જથ્થામાં ફેરફાર થશે નહિ, કારણ કે પુરોગામી અને પ્રતિગામી બંને પ્રક્રિયાઓ પર એકસરખી અસર પડશે અને તેથી સંતુલન અચળાંક બદલાશે નહિ.

જે પદાર્થોનાં જલીય દ્રાવણો પોતાનામાંથી વિદ્યુતનું વહન થવા દે છે, તેને વિદ્યુતવિભાજ્ય કહે છે. ઍસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર વિદ્યુતવિભાજ્ય છે, કારણ કે તેમનાં જલીય દ્રાવણ વિદ્યુતનું વહન કરે છે. વિદ્યુતનું વહન થવાનું કારણ વિદ્યુતવિભાજ્યના જલીય દ્રાવણમાં વિયોજન અથવા આયનીકરણથી ઉત્પન્ન થયેલાં આયનો વિદ્યુતપ્રવાહનું વહન કરે છે. પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્ય સંપૂર્ણ વિયોજિત થયેલાં હોય છે. જ્યારે નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય અપૂર્ણ વિયોજિત થયેલાં હોય છે; તેથી તેમનાં આયનો અને અવિયોજિત અણુઓ વચ્ચે સંતુલન રચાય છે, આને આયનીય સંતુલન કહે છે.

આર્હેનિયસના આયનીકરણ-સિદ્ધાંત પ્રમાણે હાઇડ્રોજન આયન (H^+) આપે તે પદાર્થને ઍસિડ અને હાઇડ્રૉક્સિલ આયન (OH^-) આપે તેને બેઇઝ કહેવામાં આવે છે. બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સિદ્ધાંત પ્રમાણે ઍસિડ પ્રોટોનદાતા અને બેઇઝને પ્રોટોનગ્રાહી (યાચક) તરીકે વ્યાખ્યાયિત કરેલ છે. દરેક ઍસિડને તેના સંયુગ્મ

બેઇઝ અને દરેક બેઇઝને તેના સંયુગ્મ ઍસિડ હોય છે. આથી તેને સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝવાદ તરીકે અથવા પ્રોટોન હેરફેરવાદ તરીકે પણ ઓળખી શકાય. પ્રોટોનની માત્ર ઍસિડ-બેઇઝ વચ્ચે હેરફેર થાય છે. આર્હેનિયસની વ્યાખ્યા કરતાં બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરીની વ્યાખ્યા વધુ સામાન્ય છે. લૂઇસની વ્યાખ્યા પ્રમાણે ઍસિડ એટલે એવો પદાર્થ જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ સ્વીકારે અને બેઇઝ એટલે એવો પદાર્થ જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપે. આ વ્યાખ્યા ઍસિડ-બેઇઝ ઉપરાંત કાર્બનિક રસાયણ, સંકીર્ણ સંયોજન રસાયણમાં લાગુ પાડી શકાઈ, તેથી તેને સર્વસ્વીકૃત ગણવામાં આવી. આયનીકરણ અચળાંક પણ સંતુલન અચળાંક છે. નિર્બળ ઍસિડ અથવા બેઇઝ માટે આયનીકરણ અચળાંક K_a અથવા K_b નક્કી કરી શકાય. ઍસિડની સાંદ્રતાને $pH = -\log_{10}[H_3O^+]$વડે દર્શાવી શકાય. આથી ઍસિડ-બેઇઝ માટે pH માપક્રમ નક્કી કરવામાં આવ્યો આ જ પ્રમાણે $pOH = -\log_{10}[OH^-]$ તથા પાણીના આયનીકરણ ગુણાકારને $pK_w = -\log_{10}K_w$ તરીકે દર્શાવી શકાય. $pK_w = pH + pOH = 14$ સંબંધના ઉપયોગથી $[H_3O^+]$ અથવા $[OH^-]$ની ગણતરી કરી શકીએ. $pH < 7$ દ્રાવણ ઍસિડિક, $pH > 7$ દ્રાવણ બેઝિક, $pH = 7$ દ્રાવણ તટસ્થ.

જુદા-જુદા ક્ષાર પ્રબળ કે નિર્બળ ઍસિડ અને પ્રબળ કે નિર્બળ બેઇઝના તટસ્થીકરણથી મેળવી શકાય. આવા ક્ષારોમાં ઍસિડિક, બેઝિક અને તટસ્થ ક્ષારોનો સમાવેશ થાય છે. આવા ક્ષાર જ્યારે પાણી સાથે જલીયકરણ પ્રક્રિયા (જળવિભાજન) કરે છે, ત્યારે દ્રાવણ ઍસિડિક, બેઝિક કે તટસ્થ મળે છે. આ પણ સંતુલન પ્રક્રિયા હોઈ તેને અનુરૂપ સંતુલન અચળાંક નક્કી કરી શકાય, જેને જળવિભાજન અચળાંકને K_hથી દર્શાવવામાં આવે છે. K_hનું ક્ષારની ખાસિયત પ્રમાણે K_a અને K_b સાથેના સંબંધો મેળવી pH અથવા pOH ગણી શકીએ. કેટલાંક એવાં દ્રાવણો છે, જેમાં અલ્પપ્રમાણમાં ઍસિડ કે બેઇઝ ઉમેરતાં અથવા તેમનું મંદન કરતાં તેમના pH બદલાતા નથી. આવાં દ્રાવણોને બફર દ્રાવણો કહે છે, જે ઍસિડિક, બેઝિક તથા તટસ્થ પ્રકારનાં હોઈ શકે છે. આપણા શરીરમાંની જૈવિક પ્રક્રિયાઓ વૈશ્લેષિક રસાયણઉદ્યોગો વગેરેમાં પ્રક્રિયાના નિયંત્રણ માટે pHનું નિયંત્રણ બને છે.

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારને (જેમની પાણીમાં દ્રાવ્યતા 0.01M થી ઓછી હોય) પાણીમાં ઓગાળતાં તે તેની દ્રાવ્યતા પ્રમાણે અલ્પ પ્રમાણમાં દ્રવે છે અને સંતુલન પ્રસ્થાપિત થાય છે. આથી આને માટે સંતુલન અચળાંક મેળવી શકીએ, જેને અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક અથવા દ્રાવ્યતા ગુણાકાર કહે છે. અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના સંતુલન પર સમાન આયનની અસર, ઍસિડની અસર વગેરેનો અભ્યાસ લ શેટેલિયરનો નિયમ લાગુ પાડી કરી શકાય. સામાન્ય રીતે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા સમાન આયનની અસરને લીધે ઘટે છે. આનો ઉપયોગ ગુણાત્મક પૃથક્કરણમાં કરવામાં આવે છે. બે દ્રાવણોને મિશ્ર કરવાથી અવક્ષેપ મળશે કે નહિ તેનું પ્રાક્કથન આયનોના સાંદ્રતા ગુણાકાર I_p ને દ્રાવ્યતા ગુણાકાર K_{sp} સાથે સરખાવી શકાય અને પ્રાક્કથન કરી શકાય કે જો $I_p > K_{sp}$ તો અવક્ષેપન થાય (અવક્ષેપ મળે) અને $I_p < K_{sp}$ હોય, તો અવક્ષેપન થાય નહિ અને જો $I_p = K_{sp}$ હોય તો દ્રાવણમાંથી અવક્ષેપન ન થાય અને દ્રાવણ સંતૃપ્ત અવસ્થામાં રહે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) રાસાયણિક સંતુલન

(A) ગતિશીલ છે. (B) સ્થિર અવસ્થા છે.

(C) ગતિશીલ અથવા સ્થાયી અવસ્થા છે. (D) ઉપરનામાંથી એક પણ નહિ.

(2) સમાંગ સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.

(A) $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ (B) $NH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$

(C) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ (D) $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$

(3) નીચેનાં સંયોજનોમાંથી લૂઈસ ઍસિડ જણાવો.

(A) HCl (B) CH_3COOH (C) H_2O (D) BF_3

(4) $H_2PO_4^-$ ઍસિડનો સંયુગ્મ બેઇઝ જણાવો.

(A) PO_4^{3-} (B) HPO_4^{2-} (C) H_3PO_4 (D) $H_2P_2O_7$

(5) NH_3 ને કયા સિદ્ધાંત પ્રમાણે બેઇઝ ન કહેવાય ?

(A) બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી (B) લૂઈસ (C) આર્હેનિયસ (D) ઉપરનામાંથી એક પણ નહિ.

(6) કોઈ પણ પ્રક્રિયામાં અવક્ષેપન માટે શું જરૂરી છે ?

(A) $I_p < K_{sp}$ (B) $I_p = K_{sp}$ (C) $I_p > K_{sp}$ (D) $K_{sp} >> I_p$

(7) અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા સમાન આયનની અસરથી

(A) ઘટે છે (B) વધે છે.

(C) અચળ રહે છે. (D) ખૂબ જ વધી જાય છે.

(8) લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત લાગુ પાડી શકાય છે.

(A) ફક્ત રાસાયણિક સંતુલનને

(B) ફક્ત આયનીય સંતુલનને

(C) રાસાયણિક અને આયનીય સંતુલન બંનેને

(D) ઉપરના બધા જ

(9) ફેરિક ક્લોરાઇડનું જલીય દ્રાવણ કેવું હશે ?

(A) બેઝિક (B) તટસ્થ (C) ઍસિડિક (D) કહી શકાય નહિ

(10) રાસાયણિક સંતુલનનું મૂલ્ય ઉદ્દીપકના ઉપયોગથી

(A) વધે છે (B) ઘટે છે.

(C) અચળ રહે છે. (D) વધે અથવા ઘટે છે.

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર આપો :

(1) K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવો.

(2) રાસાયણિક સંતુલન પર સાંદ્રતાની અસર વર્ણવો.

(3) પાણીના આયનીય ગુણાકારનું સૂત્ર લખો.

(4) પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંક વચ્ચેનો સંબંધ જણાવો.

(5) આર્હેનિયસ સિદ્ધાંત મુજબ ઍસિડ અને બેઇઝની વ્યાખ્યા લખો.

(6) લૂઈસ ઍસિડ-બેઇઝની વ્યાખ્યા લખો.

(7) સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝ સિદ્ધાંત યોગ્ય ઉદાહરણ આપી દર્શાવો.

(8) દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અને આયનીય ગુણાકારનો સંબંધ દર્શાવો.

(9) ઍસિડિક ક્ષારના જલીયકરણ અચળાંક અને વિયોજન અચળાંક, પાણીનો આયનીય ગુણાકાર સંબંધ દર્શાવો.

(10) સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝ અને સંયુગ્મ બેઇઝ-ઍસિડનાં ત્રણ-ત્રણ ઉદાહરણો લખો.

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) ઍસિડ અને બેઇઝ માટેની સંક્રિયાત્મક અને સંકલ્પનીય વ્યાખ્યાઓ જણાવો.

(2) નિર્બળ ઍસિડના વિયોજન અચળાંકનું સૂત્ર ઉપજાવો.

(3) નિર્બળ બેઇઝના વિયોજન અચળાંકનું સૂત્ર ઉપજાવો.

(4) સંતુલન-અચળાંક K_c અને K_p વચ્ચેનો સંબંધ મેળવો.

(5) અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર CaF_2 માટે દ્રાવ્યતા ગુણાકારનું સૂત્ર ઉપજાવો.

(6) સમાન આયન અસરનો ગુણદર્શક પૃથક્કરણમાં ઉપયોગ દર્શાવો.

(7) બફરની વ્યાખ્યા આપી, ઍસિડિક, બેઝિક અને તટસ્થ બફર દ્રાવણ યોગ્ય ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

(8) બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી લૂઈસ ઍસિડ હોઈ શકે પણ બધાં જ લૂઈસ ઍસિડ લૉરી-બ્રૉન્સ્ટેડ ઍસિડ ન પણ હોય. યોગ્ય ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

(9) પાણીના આયનીય ગુણાકારનું સૂત્ર ઉપજાવો.

(10) નિર્બળ ઍસિડના વિયોજન અચળાંક પરથી દ્રાવણની pHની ગણતરી સમજાવો.

4. નીચેના દાખલાઓ ગણો :

(1) નીચેનાં દ્રાવણોના pH અને pOH ગણો :

(a) 0.1 M HCl, 0.1 M H_2SO_4, 0.1 M, HNO_3

(b) 0.1 M NaOH, 0.1 M KOH, 0.1 M, $Ba(OH)_2$

(2) નીચેનાં દ્રાવણોના pH ગણો :

(a) 3.65 ગ્રામ HCl ધરાવતું 250 મિલિ દ્રાવણ

(b) 9.80 ગ્રામ H_2SO_4 ધરાવતું 500 મિલિ દ્રાવણ

(c) 1.6 ગ્રામ NaOH ધરાવતું 250 મિલિ દ્રાવણ

(b) 11.2 ગ્રામ KOH ધરાવતું 500 મિલિ દ્રાવણ

(3) 6 ગ્રામ ઍસિટિક ઍસિડ ધરાવતા 250 મિલિ દ્રાવણની pH ગણો. ઍસિટિક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} છે.

(4) 7 ગ્રામ એમોનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ ધરાવતા 500 મિલિ દ્રાવણનો pH ગણો. એમોનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} છે.

(5) બેન્ઝોઈક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 298 K તાપમાને 6.5×10^{-5} છે, તો તેના 0.15 M દ્રાવણમાં H_3O^+ આયનની સાંદ્રતા અને pH કેટલા હશે ?

(6) ડાઇમિથાઇલ એમાઇનનો વિયોજન અચળાંક 298 K તાપમાને 5.4×10^{-4} છે, તો તેના 0.25 M દ્રાવણમાં OH^- આયનની સાંદ્રતા અને pH કેટલા હશે ?

(7) એક ઍસિડિક બફર દ્રાવણ બનાવવા માટે 0.25 M એસિટિક ઍસિડના દ્રાવણમાં 0.125M સોડિયમ એસિટેટ ઉમેરવામાં આવ્યો. જો એસિટિક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} હોય, તો આ બફર દ્રાવણની pH કેટલો હશે ?

(8) એક બેઝિક બફર દ્રાવણ બનાવવા માટે 0.125 M એમોનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડના દ્રાવણમાં 0.250 M એમોનિયમ ક્લોરાઇડ ઉમેરવામાં આવ્યો. જો એમોનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} હોય, તો આ બફર દ્રાવણનો pH કેટલો હશે ?

(9) 10 મિલિ 0.06 M $AgNO_3$ના દ્રાવણમાં 20 મિલિ 0.04 M NaClનું દ્રાવણ ઉમેરવામાં આવ્યું, જો 298 K તાપમાને AgClનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર 1.8×10^{-10} હોય, તો અવક્ષેપન થશે કે નહિ તેનું પ્રાક્કથન કરો.

(10) 20 મિલિ 0.05 M $BaCl_2$ના દ્રાવણમાં 20 મિલિ 0.025 M K_2CrO_4નું દ્રાવણ ઉમેરવામાં આવ્યું. જો $BaCrO_4$નો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર 298 K તાપમાને 1.2×10^{-10} હોય, તો અવક્ષેપન થશે કે નહિ તેનું પ્રાક્કથન કરો.

(11) 0.1 M સોડિયમ એસિટેટનો જળવિભાજન અચળાંક તથા દ્રાવણનો pH ગણો. 298 K તાપમાને એસિટિક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} અને પાણીનો આયનીય ગુણાકાર 1.04×10^{-14} છે.

(12) 0.30 M NH_4Cl દ્રાવણનો જળવિભાજન અચળાંક તથા દ્રાવણનો pH ગણો. 298 K તાપમાને NH_4OH વિયોજન અચળાંક અને પાણીનો આયનીય ગુણાકાર અનુક્રમે 1.8×10^{-5} અને 1.04×10^{-14} છે.

(13) 10 મિલિ 0.1 M H_2SO_4 ધરાવતા દ્રાવણમાં 20 મિલિ 0.1 M HCl ઉમેરવામાં આવ્યો, તો પરિણમતા મિશ્રદ્રાવણનો pH કેટલો હશે ?

(14) 10 મિલિ 0.1 M $Ba(OH)_2$ ધરાવતા દ્રાવણમાં 20 મિલિ 0.15 M HCl ઉમેરવામાં આવ્યો, તો પરિણમતા મિશ્રદ્રાવણનો pH કેટલો હશે ?

(15) જો એનિલિનનો વિયોજન અચળાંક 298 K તાપમાને 4.27×10^{-10} હોય, તો તેના સંયુગ્મ ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક કેટલો થશે ? $K_w = 1.04 \times 10^{-14}$.

(16) જો એસિટિક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 298 K તાપમાને 1.76×10^{-5} હોય, તો તેના સંયુગ્મ બેઇઝનો વિયોજન અચળાંક કેટલો થશે ? $K_w = 1.04 \times 10^{-14}$.

•