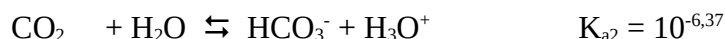


Soit une solution aqueuse contenant (c_1) mol/L d'hydrogénocarbonate de sodium (NaHCO_3) et (c_2) mol/L de carbonate (Na_2CO_3).

Les anions en cause participent aux équilibres acido-basiques:

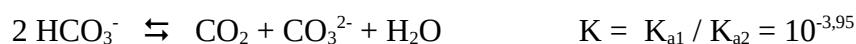


1°) Si le rapport des concentrations (c_2/c_1) est compris entre (1/10) et (10) comme cela a déjà été indiqué - et l'on peut d'ailleurs étendre le domaine à (1/20) et (20) - alors on est en présence d'un milieu tampon dont le pH est donné par la relation:

$$\text{pH} = \text{p}K_{a1} + \log(c_2/c_1).$$

Les valeurs obtenues vont approximativement de 9.3 à 11.3 .

2°) S'il y a relativement très peu de carbonate ($c_2 \ll c_1$), l'équilibre prépondérant est l'échange de protons entre les anions hydrogénocarbonate,



qui impose un pH indépendant de la concentration, caractéristique de l'ampholyte (HCO_3^-):

$$\text{pH} = (\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2})/2, \text{ soit ici : } 8,35 .$$

3°) S'il y a au contraire très peu d'hydrogénocarbonate ($c_1 \ll c_2$), l'équilibre prépondérant résulte de la réaction de la base faible (CO_3^{2-}) avec le solvant :



On a dans ce cas : $[\text{HO}^-] \sim (K_{b1} \cdot c_2)^{1/2} = 10^{-2,34}$ mol/L dans le cas d'une solution décimolaire ($c_2 = 0,100$ mol/L), d'où un pH égal à 11,66 .

On constate que les valeurs extrêmes (8,35 , 11,66) correspondant à l'annulation de l'une des concentrations (c_2 ou c_1) sont très proches de celles auxquelles conduit la première relation (9,3 , 11,3).

On peut donc envisager un calcul plus compliqué pour une valeur quelconque du rapport (c_2/c_1), mais dont les résultats se situeront dans une plage étroite. On sait de plus que le milieu sera nettement basique : $\text{pH} > 8,3$ d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{HO}^-]$.