

Exercice 6A

1)  $K_b$  nom: constante de basicité; représente la tendance à réagir avec l'eau de la base  
 formule générale  $K_b = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$

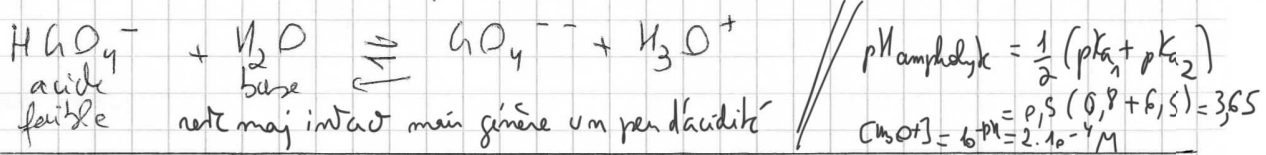
2) vient de l'équation  $A^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HA$   
 $K_c$  ou  $[H_3O^+]$  et considéré comme constante et intégré au  $K_b$ .

2)  $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5,3 \cdot 10^{-9}} = 1,89 \cdot 10^{-6} M$  solution acide car  $[H_3O^+] > [OH^-]$   
 solution neutre  $[OH^-] = [H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-7} M$  car  $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$   
 $= \sqrt{K_w}$

3)  $HCO_3^-$  ampholyte forte en tant qu'acide  $K_a_{HCO_3^-/CO_3^{2-}} = 3,2 \cdot 10^{-7} // pK_{a2} = 6,5$

forte en tant que base  $K_b_{HCO_3^-} = \frac{K_w}{K_a_{H_2CO_3/HCO_3^-}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,6 \cdot 10^{-7}} = 6,25 \cdot 10^{-8} // pK_{a2} = 0,8$   
 calcul du  $K_b$  à partir du  $K_a$  où il est la base

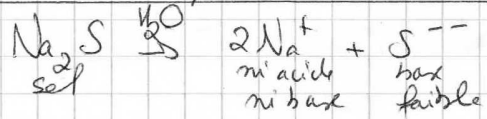
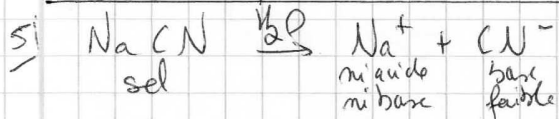
$K_a > K_b$  dans l'eau  $HCO_3^-$  joue plutôt le rôle d'acide



4)  $H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$   
 reste majoritairement mais génère un tout petit peu d'acidité

FAUX  $[H_3O^+]$  ne diminue pas car la dissolution d'un acide dans l'eau produit un peu d'acidité

FAUX  $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w$  c'est une constante qui ne varie pas que la solution soit neutre, acide ou basique.



$CN^-$  reste majoritairement intact dans l'eau

$S^{2-}$  reste majoritairement intact dans l'eau

la solution ne contient pas d'acide pas de réaction acide base

