

$K_c = \frac{K_{a\text{NH}_4^+}}{K_{a\text{HSO}_3^-}} = \frac{6.10^{-10}}{1.6.10^{-2}} = 3.8.10^{-8}$



$K_c = \frac{K_{a\text{H}_2\text{S}}}{K_{a\text{NH}_4^+}} = \frac{1.10^{-7}}{6.10^{-10}} = 166,6$



CSGN
Nom, prénom :

/10 Chimie 2h : INTERRO 9A :
Réactions acide-base

22/04/13
6° D

Pour toutes les réactions proposées, identifier les espèces chimiques présentes dans chaque solution initiale, encadrer les espèces majoritaires acide et basique susceptibles de réagir lors du mélange de ces solutions. Ecrire l'équation ionique de la réaction potentielle entre l'acide et la base, calculer la valeur de la constante d'équilibre de la réaction. Ecrire l'équation moléculaire bilan.

a) CH_3COOH et HCl

b) NH_4Br et NaHSO_3

c) H_2S et NH_3

CSGN
Nom, prénom :

/10 Chimie 2h : INTERRO 9B :
Réactions acide-base

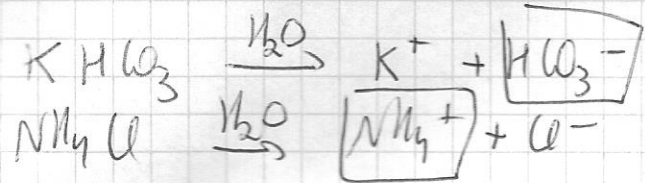
22/04/13
6° D

Pour toutes les réactions proposées, identifier les espèces chimiques présentes dans chaque solution initiale, encadrer les espèces majoritaires acide et basique susceptibles de réagir lors du mélange de ces solutions. Ecrire l'équation ionique de la réaction potentielle entre l'acide et la base, calculer la valeur de la constante d'équilibre de la réaction. Ecrire l'équation moléculaire bilan.

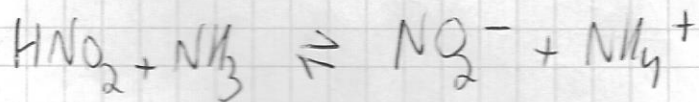
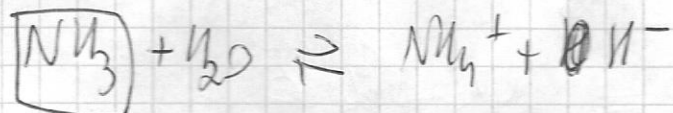
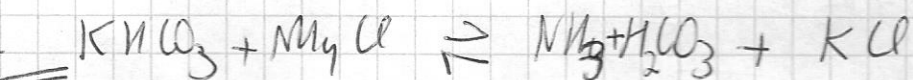
a) KHCO_3 et NH_4Cl

b) HNO_2 et NH_3

c) HBr et HCOOH



$$K_a = \frac{K_a \text{NH}_4^+}{K_a \text{H}_2\text{CO}_3} = \frac{6 \cdot 10^{-10}}{4 \cdot 10^{-7}} = 1,5 \cdot 10^{-3} > 1 \cdot 10^{-3} \text{ equilibrium}$$



$$K_a = \frac{K_a \text{HNO}_2}{K_a \text{NH}_4^+} = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{6 \cdot 10^{-10}} = 8,3 \cdot 10^5 \text{ complete } > 10^3$$

