

/2<sup>5</sup> 1. Pour le "K<sub>b</sub>" : donne son nom, ce qu'il représente, sa formule générale et le raisonnement suivi pour obtenir cette formule.

1) K<sub>b</sub> = constante de basicité  
 = tendance pour une base à prendre un H<sup>+</sup> de l'eau

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$$

$$K_c = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-][H_2O]}$$

considère comme constante

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

2<sup>5</sup>

/3<sup>5</sup> 2. Complète le tableau ci-dessous. ATTENTION : justifie toutes tes réponses par une formule ou une expli.

[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]	solution acide, neutre ou basique
	5.10 <sup>-9</sup> mol/L	
		solution neutre

2)  $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$  ;  $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$

$\frac{1 \cdot 10^{-14}}{5 \cdot 10^{-9}} = 2 \cdot 10^{-6} M$  ;  $5 \cdot 10^{-9} M$  ;  $[H_3O^+] > [OH^-]$  solution acide

1.10<sup>-7</sup> M ; 1.10<sup>-7</sup> M ; solution neutre  $[H_3O^+] = [OH^-]$   
 $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$   
 $[H_3O^+]^2 = 1 \cdot 10^{-14}$   
 $[H_3O^+] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} M = [OH^-]$

3<sup>5</sup>

/4<sup>5</sup> 3. a) HCrO<sub>4</sub><sup>-</sup> a-t-il un comportement acide ou basique dans de l'eau ? Justifie par des données numériques.

b) Ecris l'équation de sa réaction avec l'eau

3) HCrO<sub>4</sub><sup>-</sup> ampholyte

$K_a \text{ HCrO}_4^- / \text{CrO}_4^{2-} = 3,2 \cdot 10^{-7}$  sa tendance à donner H<sup>+</sup> à l'eau  
 couple acide / base

$K_b \text{ H}_2\text{CrO}_4 / \text{HCrO}_4^- = \frac{K_w}{K_a \text{ H}_2\text{CrO}_4 / \text{HCrO}_4^-} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,6 \cdot 10^{-1}} = 6,25 \cdot 10^{-14}$   
 couple acide / base

4<sup>5</sup>

$K_a \text{ HCrO}_4^- > K_b \text{ HCrO}_4^- \Rightarrow$  a + tendance à donner H<sup>+</sup> à l'eau



/2<sup>5</sup> 4. Lorsqu'on dissout du gaz acide sulfhydrique dans l'eau on constate la formation d'ions hydrogènesulfure.

a) Ecris l'équation concernée.

b) Lors de cette dissolution de l'acide sulfhydrique dans l'eau on observe

(entoure vrai ou faux, corrige si nécessaire en justifiant par des notions vues en classe)

VRAI - FAUX

que la concentration en ions  $H_3O^+$  diminue

VRAI - FAUX

que le produit des concentrations en ions  $H_3O^+$  et en ions  $OH^-$  diminue



FAUX

$C_{H_3O^+} \rightarrow$  cela rend la solution acide  $[H_3O^+] > 1.10^{-7} M$

2<sup>5</sup>

FAUX  $[H_3O^+].[OH^-] = \text{constante} = K_w = 1.10^{-14}$

/12 5. Pour les deux réactions proposées :

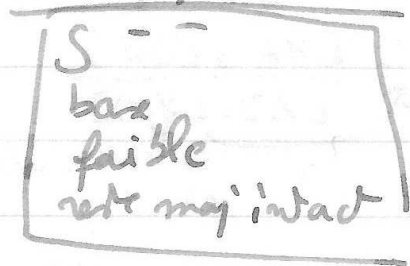
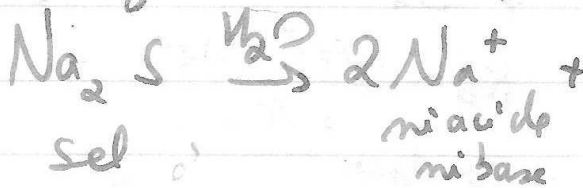
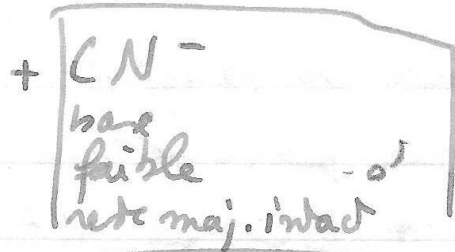
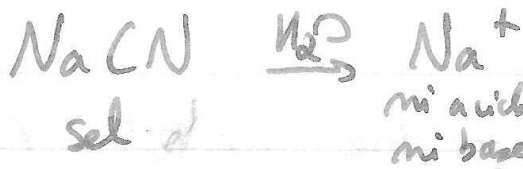
a) Identifie les espèces chimiques présentes dans chaque solution initiale. Justifie selon le type de molécule.

b) Encadre les espèces majoritaires acide et basique susceptibles de réagir lors du mélange de ces solutions.

c) Ecris l'équation ionique de la réaction potentielle entre l'acide et la base,

d) Calcule la valeur de la constante d'équilibre de la réaction. e) Ecris l'équation moléculaire bilan.

/3 1<sup>ère</sup> réaction à envisager :  $NaCN$  et  $Na_2S$



3

eq. ionique

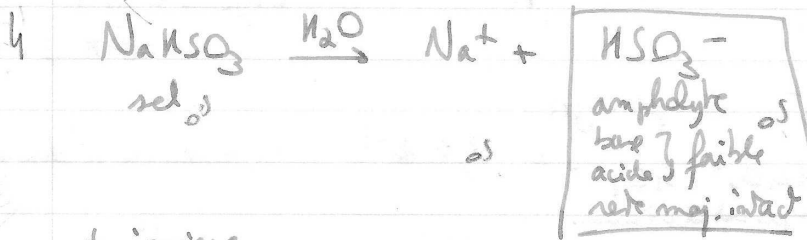
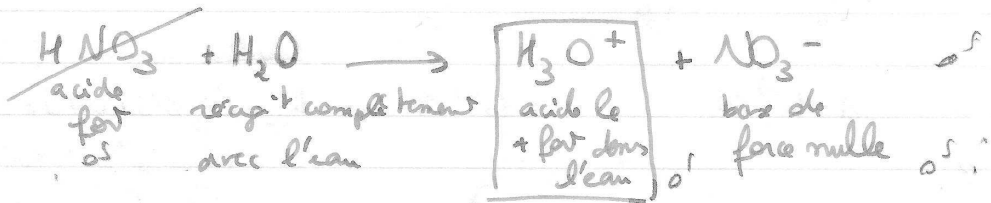


pas de réaction car pas d'acide

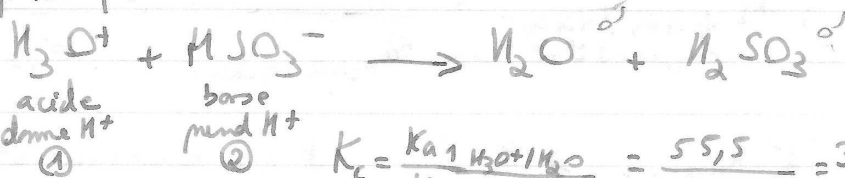
/12 5. Pour les deux réactions proposées :

- a) Identifie les espèces chimiques présentes dans chaque solution initiale. Justifie selon le type de molécule.
- b) Encadre les espèces majoritaires acide et basique susceptibles de réagir lors du mélange de ces solutions.
- c) Ecris l'équation ionique de la réaction potentielle entre l'acide et la base,
- d) Calcule la valeur de la constante d'équilibre de la réaction. e) Ecris l'équation moléculaire bilan.

/9 2<sup>ème</sup> réaction à envisager :  $\text{HNO}_3$  et  $\text{NaHSO}_3$



eq. ionique



$K_c = \frac{K_{a1} \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}}{K_{a2} \text{H}_2\text{SO}_3 / \text{HSO}_3^-} = \frac{55,5}{1,6 \cdot 10^{-2}} = 3469 > 1000$

considéré comme complet  $\text{O}_5$

eq. moléculaire



pas  $\text{H}_2\text{O}$  car elle a juste servi de transporteur des  $\text{H}^+$  de l'acide fort.

9

/2<sup>5</sup> 1. Pour le "K<sub>b</sub>" : donne son nom, ce qu'il représente, sa formule générale et le raisonnement suivi pour obtenir cette formule. idem ci-dessus.

/2<sup>5</sup> 2. Complète le tableau ci-dessous. ATTENTION : justifie toutes tes réponses par une formule ou une expli.

[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]	solution acide, neutre ou basique
	2.10 <sup>-3</sup> mol/L	
		solution neutre

2)  $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$

(3)  $\frac{1 \cdot 10^{-14}}{2 \cdot 10^{-3}} = 5 \cdot 10^{-12} M$       2.10<sup>-3</sup> M      basique car [OH<sup>-</sup>] > [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]  
 1.10<sup>-7</sup> M      1.10<sup>-7</sup> M

+ justif idem ci-dessus

/4<sup>5</sup> 3. a) HPO<sub>4</sub><sup>-</sup> a-t-il un comportement acide ou basique dans de l'eau ? Justifie par des données numériques.

b) Ecris l'équation de sa réaction avec l'eau

3)  $HPO_4^{2-} \text{ } ^0 K_a \text{ } HPO_4^{2-} / PO_4^{3-} = 5 \cdot 10^{-13}$

(4)  $^0 K_b \text{ } H_2PO_4^- / HPO_4^{2-} = \frac{K_w}{K_a \text{ } H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6.3 \cdot 10^{-8}} = 1.6 \cdot 10^{-7}$   
 $^0 K_a \text{ } HPO_4^{2-} < K_b \text{ } HPO_4^{2-}$  Il a + tendance à prendre H<sup>+</sup> de l'eau : base  
 $1^0 HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$

/2<sup>5</sup> 4. Lorsqu'on dissout du gaz ammoniac dans l'eau on constate la formation d'ions ammonium.

a) Ecris l'équation concernée.

b) Lors de cette dissolution de l'ammoniac dans l'eau on observe

(entoure vrai ou faux, corrige si nécessaire en justifiant par des notions vues en classe)

VRAI - FAUX

que la concentration en ions OH<sup>-</sup> diminue

VRAI - FAUX

que le produit des concentrations en ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et en ions OH<sup>-</sup> diminue

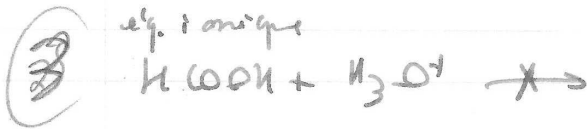
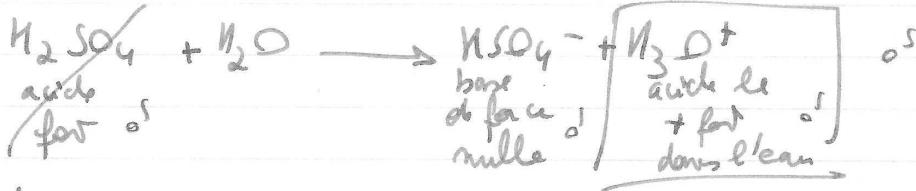
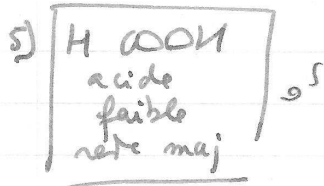
(25) 4)  $1^0 NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$   
 $^0$  FAUX       $^0$  FAUX [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]. [OH<sup>-</sup>] = constant = K<sub>w</sub> = 1.10<sup>-14</sup> toujours  
 C<sub>OH<sup>-</sup></sub> augmente car base en solution → solution basique

/12 5. Pour les deux réactions proposées :

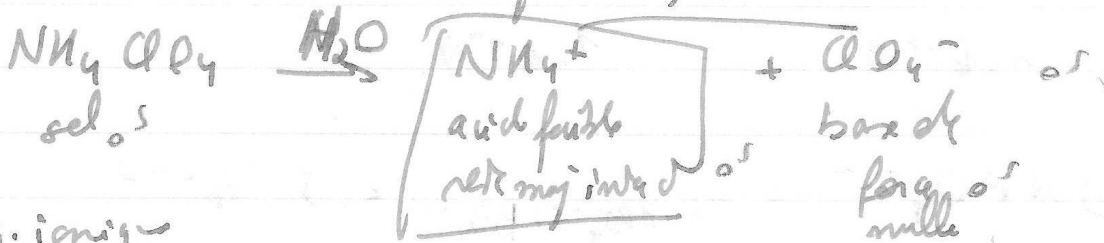
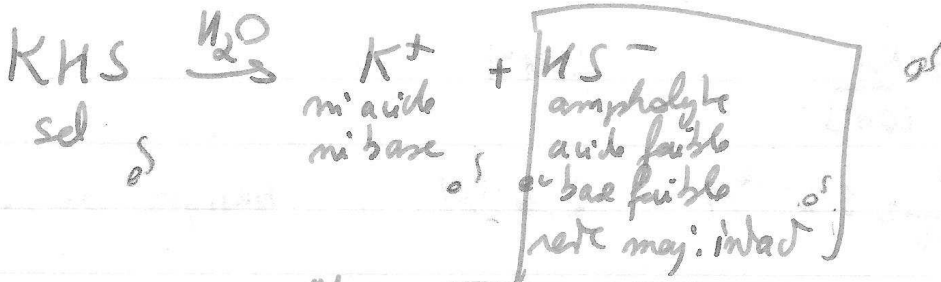
- a) Identifie les espèces chimiques présentes dans chaque solution initiale. Justifie selon le type de molécule.
- b) Encadre les espèces majoritaires acide et basique susceptibles de réagir lors du mélange de ces solutions.
- c) Ecris l'équation ionique de la réaction potentielle entre l'acide et la base,
- d) Calcule la valeur de la constante d'équilibre de la réaction. e) Ecris l'équation moléculaire bilan.

1<sup>ère</sup> réaction à envisager : HCOOH et H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

2<sup>ème</sup> réaction à envisager : KHS et NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub>



2 acides il manque 1 base



eq. ionique



$K_c = \frac{K_{a2} \text{NH}_4^+ \text{NH}_3}{K_{a2} \text{H}_2\text{S} \text{HS}^-} = \frac{6 \cdot 10^{-10}}{1 \cdot 10^{-7}} = 6 \cdot 10^{-3} < 1$

$0,001 < 6 \cdot 10^{-3} < 1000$

eq. moléculaire

équilibre

