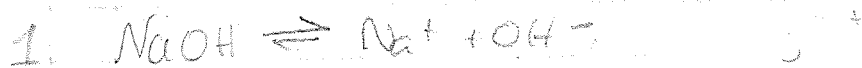


5.2 Le pH



$$S. [\text{OH}^-] = 0,050 \text{ mol/L}$$

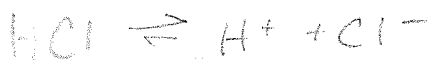
$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$$

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{0,050}$$

$$= 2,0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

2.  $[\text{HCl}] = 0,250 \text{ mol/L} \div 2 = 0,125 \text{ mol/L}$



$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,125 \text{ mol/L}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{0,125}$$

$$[\text{OH}^-] = 8,0 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

$$3. \quad 10,0 \text{ g de LiOH} \times \frac{1 \text{ mol}}{23,95 \text{ g}} = 0,418 \text{ mol}$$

$$[\text{LiOH}] = 0,418 \text{ mol} \div 0,750 \text{ L} = 0,557 \text{ mol/L}$$



$$[\text{OH}^-] = [\text{LiOH}] = 0,557 \text{ mol/L}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0,557}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \times 10^{-14}$$

$$4. \quad \text{Ca(OH)}_2 \quad 10,0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{74,1 \text{ g}} = 0,135 \text{ mol}$$

$$0,135 \text{ mol} \div 0,4 \text{ L} = 0,337 \text{ mol/L}$$



$$[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{Ca(OH)}_2] \Rightarrow 2 \times 0,337 = 0,674 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$$

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{0,674}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,48 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$



$$[\text{OH}^-] = K_e$$

$$= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{1,00 \times 10^{-13}}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ba}(\text{OH})_2] = \frac{1}{2} [\text{OH}^-]$$

$$[\text{Ba}(\text{OH})_2] = \frac{1}{2} (0,1)$$

$$[\text{Ba}(\text{OH})_2] = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$0,05 \text{ mol} \times \frac{171,34}{1 \text{ mol}} = \underline{8,57 \text{ g de Ba}(\text{OH})_2}$$



$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$$

$$= \frac{1 \times 10^{-11}}{1,43 \times 10^{-4}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,99 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$7. a) \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \leftarrow a[\text{H}^+]$$

$$= -\log(2,0 \times 10^{-3})$$

$$= 2,7$$

$$b) \text{pH} = -\log(2,5 \times 10^{-4})$$

$$= 3,5$$

$$c) [H^+] = K_a$$

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{7,5 \times 10^{-7}}$$

$$= 1,33 \times 10^{-8} \text{ mol/l}$$

$$pH = -\log(1,33 \times 10^{-8})$$

$$= 7,9$$

OH

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$= \log(7,5 \times 10^{-7})$$

$$= 6,1$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$= 14 - 6,1$$

$$pH = 7,9$$

$$d) pOH = -\log(9,0 \times 10^{-9})$$

$$pOH = 8$$

$$pH = 14 - 8$$

$$pH = 6$$

$$e) a) pOH = -\log[OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-7}$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$b) pH = 14 - 5$$

$$pH = 9$$

$$[H^+] = 10^{-9}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-9} \text{ mol/l}$$

$$c) [H^+] = 10^{-13}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-13} \text{ mol/l}$$

$$d) pH = 14 - 11$$

$$pH = 3$$

$$[H^+] = 10^{-3}$$

$$9. a) 14 - 5,4 = 8,6$$

$$b) 14 - 8,6 = 5,4$$

$$10. a) pOH = 14 - 1,6 = 12,4$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

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

$$[OH^-] = 10^{-12,4}$$

$$[OH^-] = 3,98 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$b) pOH = 14 - 9,2 = 4,8$$

$$[OH^-] = 10^{-4,8}$$

$$[OH^-] = 1,6 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$11. a) \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$$

$$[H^+] = [HS^-] = 0,0020 \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= -\log (0,0020)$$

$$pH = 2,7$$



$$[OH^-] = 2 [\text{Ba}(\text{OH})_2]$$

$$= 2 (4 \times 10^{-4})$$

$$= 8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

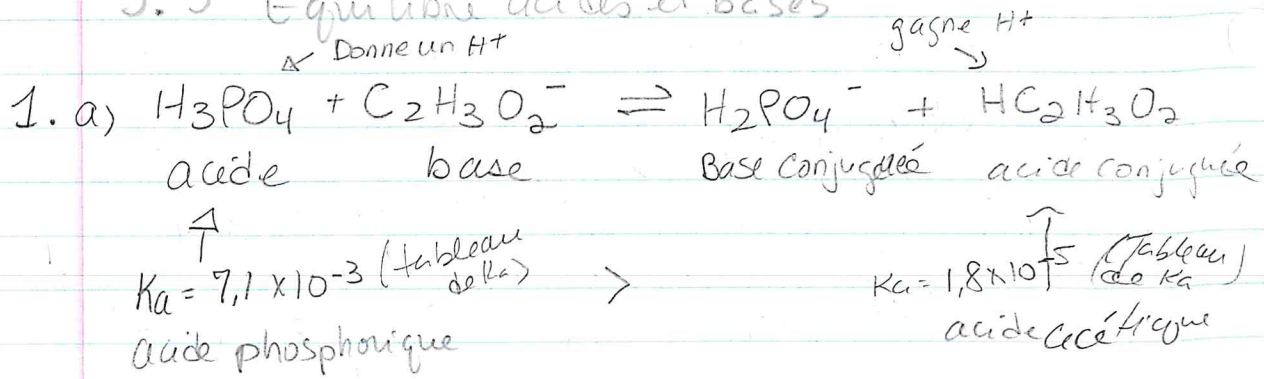
$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{8 \times 10^{-4}}$$

$$= 1,25 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log (1,25 \times 10^{-11})$$

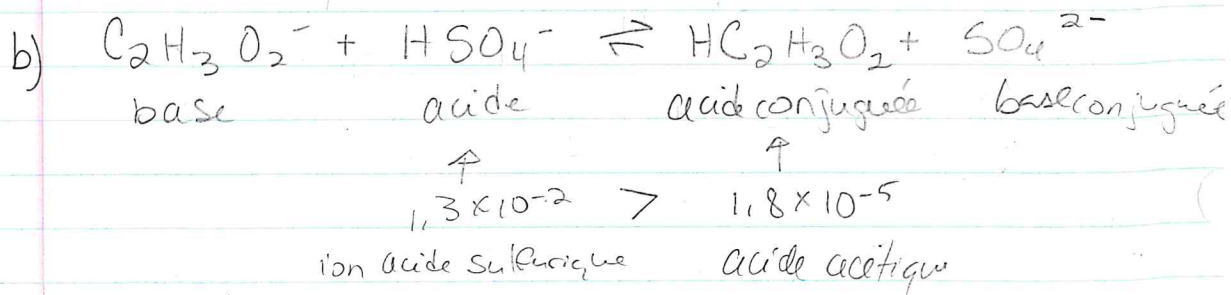
$$pH = 10,9$$

### 5.3 Equilibre acides et bases

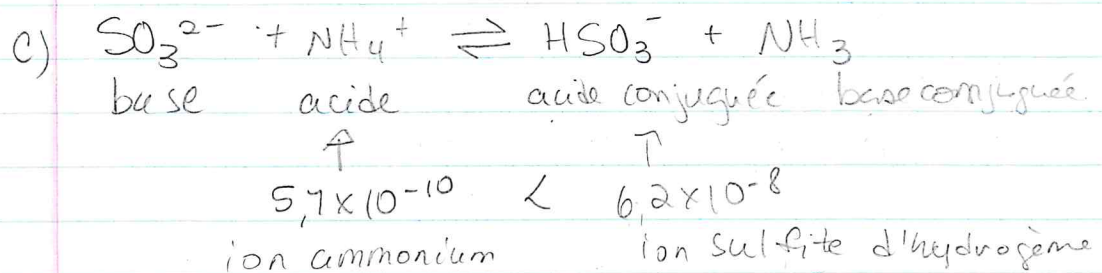


\* L'acide phosphorique a un  $K_a$  plus élevé, il est donc un acide plus fort et son % de dissociation est plus élevé que l'acide acétique.

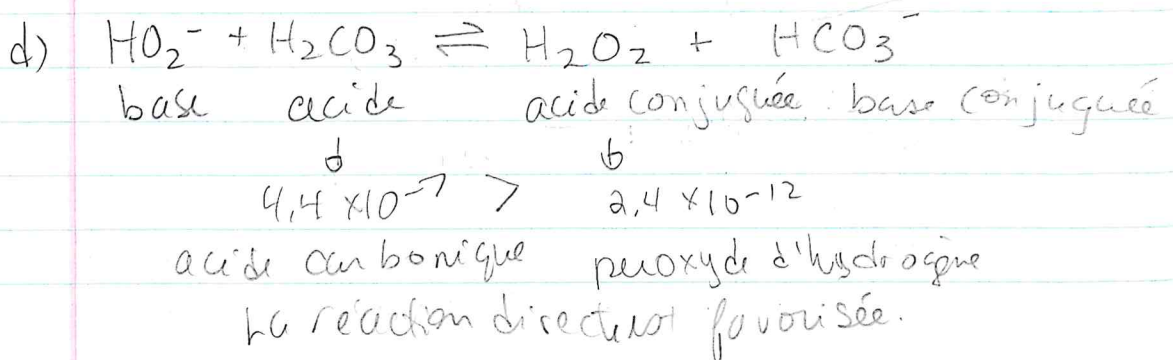
La réaction directe est donc favorisée.



La réaction directe est favorisée.



La direction inverse est favorisée.



2a) D'après le tableau de forces relatives des acides ( $K_a$ )

$$\text{HCO}_3^- = 4,7 \times 10^{-11}$$

$$\text{HPO}_4^{2-} = 4,4 \times 10^{-13}$$

$$\text{HSO}_3^- = 6,2 \times 10^{-8}$$

ordre croissant  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$

b) Ici, on doit regarder dans le tableau  $K_a$  et trouver la valeur de l'ion une fois que  $\text{H}^+$  a été gagné.

Ex  $\text{CO}_3^{2-}$  devient  $\text{HCO}_3^- = 4,7 \times 10^{-11}$

Une fois qu'on a trouver toutes les valeurs  $K_a$ , la valeur du  $K_a$  le plus petit représente la base la plus forte.

Reponse:  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ ,  $\text{HSO}_3^-$

3. Voir les explications de 2a) et 2b) pour déterminer l'ordre.

Acide:  $\text{HTe}^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HSO}_4^-$

Base:  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HTe}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$



I	0,10	—	0	0
C	-x	—	+x	+x
E	0,10-x	—	+x	+x

$$K_a = \frac{[\text{OCl}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HOCl}]}$$

$$3,5 \times 10^{-8}$$

$$\frac{x^2}{0,10-x}$$

$$x^2$$

$$0,10-x$$

négligeable

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(5,9 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = 4,23$$

$$(3,5 \times 10^{-8})(0,10) = x^2$$

$$x = 5,9 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$



I	0,25	—	0	0
C	$-3,9 \times 10^{-5}$	—	$3,9 \times 10^{-5}$	$3,9 \times 10^{-5}$
E	0,249961	—	$3,9 \times 10^{-5}$	$3,9 \times 10^{-5}$

Si le pH = 4,40, la  $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$  peut être calculée.

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-4,40}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 3,98 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[\text{X}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HX}]}$$

$$K_a = \frac{(3,9 \times 10^{-5})^2}{0,249961} =$$

$$K_a = 6,08 \times 10^{-9}$$



Si le pH = 3,00  $[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-3}$   
 $[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

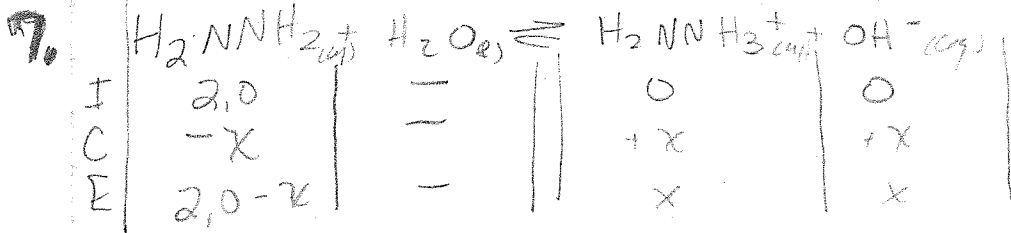
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{CH}_3\text{COO}^{-}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{CH}_3\text{COO}^{-}]}{K_a}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{[1 \times 10^{-3}][1 \times 10^{-3}]}{1,8 \times 10^{-5}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,056 \text{ mol/L}$$





$$K_b = \frac{[H_2NNH_3^+][OH^-]}{[H_2NNH_2]}$$

$$3,0 \times 10^{-6} = \frac{x^2}{2,0-x} \quad \leftarrow \text{négligeable}$$

$$(3,0 \times 10^{-6})(2,0) = x^2$$

$$x = 0,00245 \text{ mol/L} = [OH^-]$$

maintenant on peut calculer le pOH

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH = -\log(0,00245)$$

$$pOH = 2,61$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 2,61$$

$$\boxed{pH = 11,39}$$

Tu peux aussi calculer la  $[H_3O^+]$  en utilisant la formule

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

pour ensuite calculer le pH en utilisant la formule  $pH = -\log[H_3O^+]$



Pour calculer le % de dissociation, on doit  
avoir  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

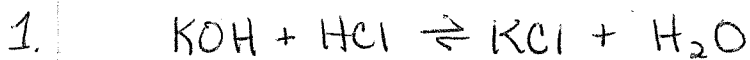
$$\% \text{ diss} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \times 100$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,20}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,31 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$\% \text{ de diss} = \frac{6,31 \times 10^{-5}}{0,20} \times 100 = \boxed{0,0315\%}$$

## 5.4 Détermination de la concentration



$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} \quad \frac{(0,50)(0,025)}{0,06} = \boxed{0,21 \text{ mol/L} = [\text{KOH}]}$$



$$[\text{NaOH}] = 2,0 \text{ mol/L}$$

$$\text{Vol NaOH} = 0,01 \text{ L}$$

$$\text{Vol H}_2\text{SO}_4 = 0,06 \text{ L}$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = ?$$

Ici le rapport entre l'acide et la base n'est pas 1:1 donc, on ne peut pas utiliser la formule.

Étape 1: Trouver les moles du NaOH.

$$C = \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \text{donc mol} = C \times L$$

$$\frac{2,0 \text{ mol}}{\text{L}} \times 0,01 \text{ L} = 0,02 \text{ mol NaOH}$$

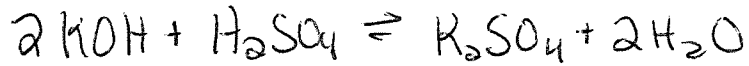
Étape 2: Trouver les moles du  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$0,02 \text{ mol NaOH} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 0,01 \text{ mol}$$

Étape 3: Calculer la  $[\text{H}_2\text{SO}_4]$

$$\frac{0,01 \text{ mol}}{0,06 \text{ L}} = \boxed{0,17 \text{ mol/L} = [\text{H}_2\text{SO}_4]}$$

3.



$$[\text{KOH}] = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$\text{Vol KOH} = ?$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 2,0 \text{ mol/L}$$

$$\text{Vol H}_2\text{SO}_4 = 0,015 \text{ L}$$

$$\textcircled{1} \frac{2,0 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0,015 \text{ L} = 0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

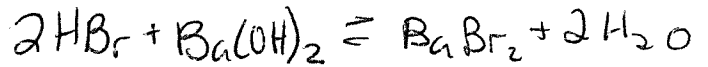
$$\textcircled{2} 0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,06 \text{ mol KOH}$$

$$C = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{Denc } L = \frac{\text{mol}}{C}$$

$$\textcircled{3} \frac{0,06 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol/L}} = 0,12 \text{ L ou } \boxed{120 \text{ ml}}$$

4.



$$[\text{Ba}(\text{OH})_2] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$\text{Vol Ba}(\text{OH})_2 = ?$$

$$[\text{HBr}] = 0,20 \text{ mol/L}$$

$$\text{Vol HBr} = 0,045 \text{ L}$$

$$\textcircled{1} \frac{0,20 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0,045 \text{ L} = 0,009 \text{ mol HBr}$$

$$\textcircled{2} 0,009 \text{ mol HBr} \times \frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HBr}} = 0,0045 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$$

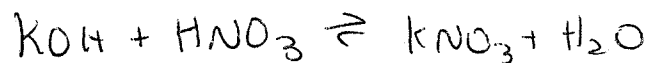
$$\textcircled{3} \frac{0,0045 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,045 \text{ L ou } \boxed{45 \text{ ml Ba}(\text{OH})_2}$$

5.  $[\text{KOH}] = ?$

$$\text{Vol KOH} = 140,0 \text{ ml}$$

$$[\text{HNO}_3] = 0,175 \text{ mol/L}$$

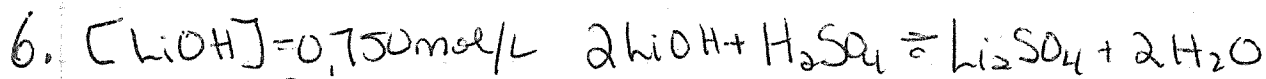
$$\text{Vol HNO}_3 = 22,5 \text{ ml}$$



rapport 1:1 Denc,  $C_1 V_1 = C_2 V_2$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{(0,175)(0,0225)}{0,140}$$

$$= C_2 \boxed{0,28 \text{ mol/L} = [\text{KOH}]}$$



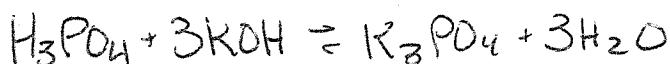
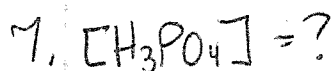
Vol  $LiOH = ?$

$[H_2SO_4] = 0,350 \text{ mol/L}$  ①  $\frac{0,350 \text{ mol}}{1L} \times 0,056L = 0,0196 \text{ mol } H_2SO_4$

Vol  $H_2SO_4 = 0,056L$

②  $0,019 \text{ mol } H_2SO_4 \times \frac{2 \text{ mol } LiOH}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 0,0392 \text{ mol } LiOH$

③  $\frac{0,0392 \text{ mol}}{0,750 \text{ mol/L}} = 0,0523L$  ou  $52,3 \text{ ml} = LiOH$



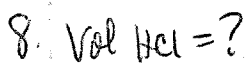
Vol  $H_3PO_4 = 0,0250L$

$[KOH] = 0,830 \text{ mol/L}$  ①  $\frac{0,830 \text{ mol}}{1L} \times 0,019L = 0,016 \text{ mol } KOH$

Vol  $KOH = 0,019L$

②  $0,016 \text{ mol } KOH \times \frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{3 \text{ mol } KOH} = 0,0053 \text{ mol } H_3PO_4$

③  $\frac{0,0053 \text{ mol}}{0,0250L} = 0,21 \text{ mol/L} = [H_3PO_4]$



$[HCl] = 0,100 \text{ mol/L}$

①  $10,0g \text{ NaOH} \times \frac{1 \text{ mol}}{40g} = 0,25 \text{ mol } NaOH$

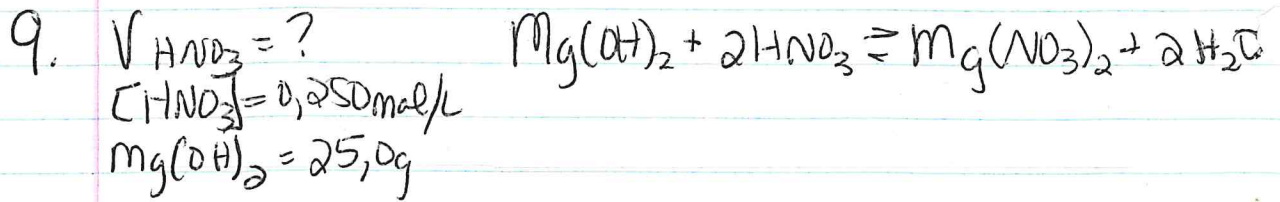
$NaOH = 10,0g$

1 mol  $NaOH$  : 1 mol  $HCl$

Alors, on peut utiliser le même  $[HCl]$  pour le  $NaOH$

$C = \frac{\text{mol}}{L} \Rightarrow L = \frac{\text{mol}}{C}$

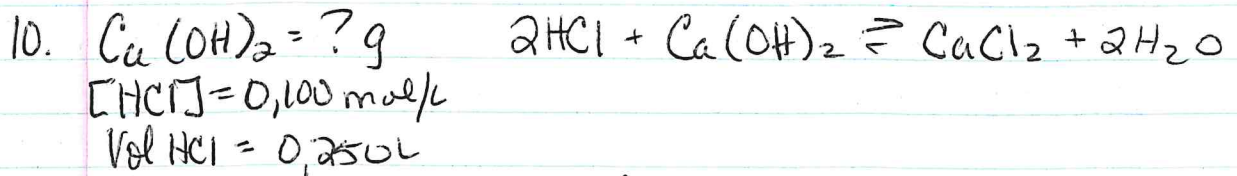
$\frac{0,25 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 2,5L \text{ HCl}$



$$\textcircled{1} 25,0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{58,3 \text{ g}} = 0,43 \text{ mol Mg(OH)}_2$$

$$\textcircled{2} 0,43 \text{ mol Mg(OH)}_2 \times \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} = 0,86 \text{ mol HNO}_3$$

$$\textcircled{3} \frac{0,86 \text{ mol}}{0,250 \text{ mol/L}} = \boxed{3,44 \text{ L HNO}_3}$$



$$\textcircled{1} \frac{0,100 \text{ mol}}{\text{L}} \times 0,250 \text{ L} = 0,025 \text{ mol HCl}$$

$$\textcircled{2} 0,025 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,0125 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

$$\textcircled{3} 0,0125 \text{ mol} \times \frac{74 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \boxed{0,925 \text{ g de Ca(OH)}_2}$$

~~H~~, a)  $\text{NaNO}_3$  ← anion d'un acide fort ( $\text{HNO}_3$ ) /  $\text{NO}_3^-$  est la base d'un acide fort  
 ↑ cation d'une base forte ( $\text{NaOH}$ ) /  $\text{Na}^+$  groupe I = neutre  
 Donc, neutre.  
 $\text{NaNO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$

b)  $\text{Na}_2\text{S}$  ← anion d'un acide faible ( $\text{H}_2\text{S}$ )  
 ↑ cation d'une base forte ( $\text{NaOH}$ ) /  $\text{Na}^+$  groupe I neutre  
 Donc basique  
 $\text{Na}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$

c)  $\text{KCl}$  = anion d'un acide fort ( $\text{HCl}$ ) } neutre  
 ↑  $\text{KOH}$  : base forte  
 $\text{KCl} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{Cl}^-$

d)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{HNO}_3$  acide fort } neutre  
 ↑  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  base forte  
 $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$

e)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$  acide faible } basique  
 ↑  $\text{NaOH}$  base forte  
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

f)  $\text{NH}_4\text{I} \rightleftharpoons \text{HI}$  acide fort } acide  
 ↑  $\text{NH}_4\text{OH}$  base faible  
 $\text{NH}_4\text{I} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{I}^-$

