

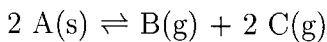
1 point

Parmi NH_3 , PH_3 , AsH_3 , et SbH_3 , lequel a le plus bas point d'ébullition?

PH_3 (moins de dispersion
parmi ceux sans
liaisons hydrogène)

7 points

Un composé solide, A(s) , décompose pour produire deux composés gazeux, B(g) et C(g)



On commence avec seulement le solide A(s) dans un contenant vide. A l'équilibre, la pression totale est 1.20 atm. Le contenant contient seulement A(s) , B(g) et C(g) . La température est 25°C . Le volume du contenant est 1.00 L. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre pour cette réaction à 25°C ?

Initialement, on a seulement le A(s) pur. A l'équilibre, seulement les gaz B et C contribuent à la pression totale. La stoechiométrie indique que la pression de C(g) sera le double de B(g) , donc

$$P_B = x \quad P_C = 2x$$

$$P_B + P_C = 1.20 \text{ atm} \Rightarrow x + 2x = 1.20 \text{ atm}$$
$$\Rightarrow x = 0.40 \text{ atm}$$

$$K = \frac{P_B P_C^2}{1} \Rightarrow K = (0.40)(0.80)^2 = \underline{\underline{0.26}}$$

\nearrow
A est un solide

version b : $K = \underline{\underline{0.50}}$

version c : $K = \underline{\underline{0.86}}$

1 point

Quel est l'état d'oxydation du S dans le HSO_3^- ?

+4 (l'oxygène est -2, et l'H est +1)

8 points

Quel volume d'une solution 0.277 M en acide acétique, CH_3COOH , est nécessaire pour neutraliser 28.0 mL d'une solution 0.348 M en $\text{Ba}(\text{OH})_2$? $\text{Ba}(\text{OH})_2$ est une base forte et l'acide acétique est un acide faible avec un pK_a de 4.74. Quel est le pH de la solution au point d'équivalence?

• le $\text{Ba}(\text{OH})_2$ a deux groupes OH^- , donc $C_A V_A = 2 C_B V_B$

$$V_A = \frac{2 C_B V_B}{C_A} = \frac{(2)(0.348\text{M})(28.0\text{mL})}{(0.277\text{M})} = \underline{70.4\text{mL}}$$

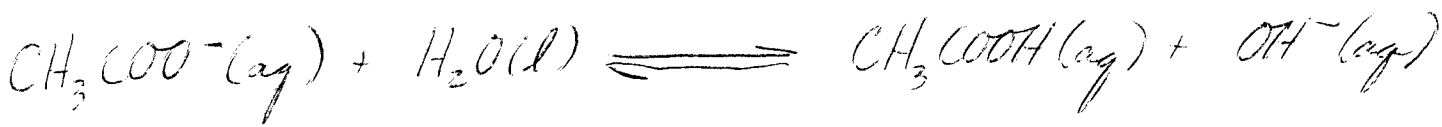
• au point d'équivalence, le volume est $(70.4 + 28.0) = 98.4\text{mL}$

• tout le CH_3COOH est converti en CH_3COO^- , une base faible

$$K_b = \frac{K_{\text{eau}}}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{10^{-4.74}} = 5.5 \times 10^{-10}$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \implies C_1 = \frac{C_2 V_2}{V_1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{(0.277\text{M})(70.4\text{mL})}{(98.4\text{mL})} = 0.198\text{M}$$



$$0.198 - x \approx 0.198 \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

$$5.5 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.198} \implies x = [\text{OH}^-] = 1.04 \times 10^{-5}$$

$$\implies [\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.04 \times 10^{-5}} = 9.6 \times 10^{-10}$$

$$\implies \text{pH} = \underline{9.02}$$

version b: volume = 81.2 mL

$$\text{pH} = \underline{9.01}$$

version c: volume = 94.0 mL

$$\text{pH} = \underline{8.99}$$

1 point

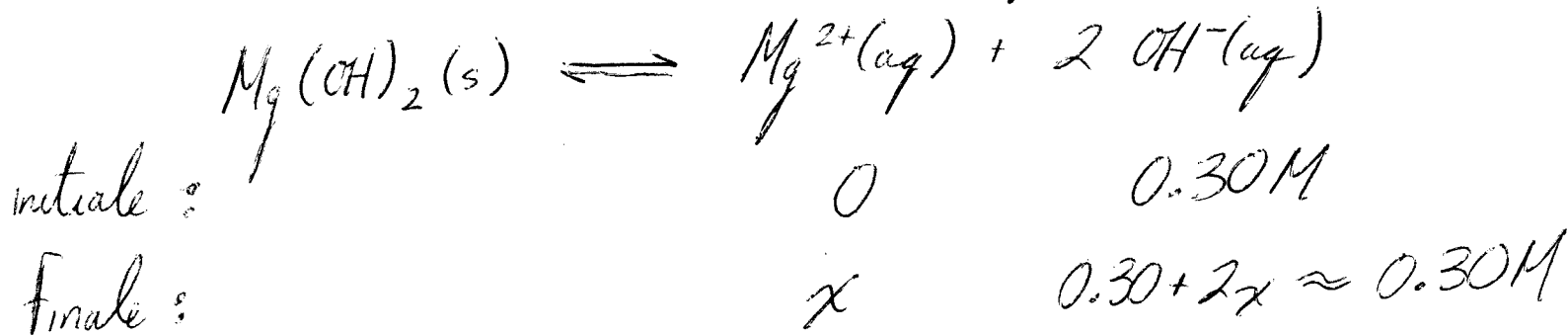
Quel est l'état d'oxydation du C dans le H_2CO ?

0 (chaque H est +1, l'O est -2, donc le C doit être 0)

7 points

Quelle est la solubilité (en grammes par litre) de $Mg(OH)_2$ dans une solution aqueuse qui est déjà 0.30 M en NaOH? Le produit de solubilité de $Mg(OH)_2$ est 1.2×10^{-11} .

à cause du NaOH, la solution est déjà 0.30 M en OH^-



$$K_s = [Mg^{2+}][OH^-]^2 \Rightarrow 1.2 \times 10^{-11} = x(0.30)^2$$

$$x = 1.33 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$\begin{aligned} \text{solubilité} &= (1.33 \times 10^{-10} \text{ mol/L}) (24.31 + (2)(16.00) + (2)(1.008)) \text{ g/mol} \\ &= \underline{\underline{7.8 \times 10^{-9} \text{ g/L}}} \end{aligned}$$

version b : $1.1 \times 10^{-8} \text{ g/L}$

version c : $1.7 \times 10^{-8} \text{ g/L}$

1 point

Si l'enthalpie de vaporisation d'une mole d'eau est 41 kJ et l'enthalpie de sublimation d'une mole de glace est 47 kJ, quelle est l'enthalpie de fusion d'une mole de glace? *+6 (par la loi de Hess)*

8 points

Le AgCl est très peu soluble dans l'eau. Le produit de solubilité, K_s , du AgCl est 1.6×10^{-10} . Quelle masse de NaCl doit-on ajouter à 1.00 L d'une solution 0.377 M en AgNO₃ si on veut réduire la concentration de Ag⁺ en solution à 1.0×10^{-9} M? Quelle masse de AgCl(s) est produit? Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume lors de l'addition du NaCl.

on doit premièrement ajouter assez de NaCl pour précipiter essentiellement tout le Ag⁺ sous forme de AgCl, soit 0.377 mol
ensuite, on doit ajouter plus de NaCl afin de réduire [Ag⁺] à 1.0×10^{-9} M

$$K_s = [Ag^+][Cl^-] \Rightarrow [Cl^-] = \frac{K_s}{[Ag^+]} = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{1.0 \times 10^{-9}}$$

$$[Cl^-] = 0.16 \text{ M} \leftarrow \text{N.B. seulement deux chiffres significatifs}$$

\Rightarrow on doit ajouter 0.16 mol de NaCl en plus

$$\text{moles de NaCl ajoutés} = (0.377 + 0.16) \text{ mol} = 0.537 \text{ mol}$$

$$\text{masse de NaCl} = (0.537 \text{ mol})(22.99 + 35.45) \text{ g/mol} = \underline{\underline{31 \text{ g}}}$$

$$\text{masse de AgCl} = (0.377 \text{ mol})(107.9 + 35.45) \text{ g/mol} = \underline{\underline{54.0 \text{ g}}}$$

version b: NaCl: 30 g

AgCl: 49.7 g

version c: NaCl: 28 g

AgCl: 45.7 g

1 point

Quelles forces intermoléculaires dominent dans l'azote liquide, i.e., $N_2(l)$?

dispersion (N_2 n'a évidemment pas de dipôle, donc il y a seulement la dispersion possible)

7 points

Quelle masse de NH_4Cl doit-on ajouter à 1.000 L d'une solution 0.115 M en NH_3 afin d'avoir une solution tampon avec un pH de 9.85? Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume lors de l'addition du NH_4Cl . La valeur de K_b pour le NH_3 est 1.8×10^{-5} .

Henderson-Hasselbalch:
$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$\Rightarrow NH_3$ est la base: $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

$\Rightarrow NH_4^+$ est l'acide conjugué: $K_a = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.56 \times 10^{-10}$

$\therefore pK_a = -\log(5.56 \times 10^{-10}) = 9.26$

$$\log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = pH - pK_a = 9.85 - 9.26 = 0.59 \Rightarrow \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 10^{+0.59} = 3.89$$

$$\Rightarrow [NH_4^+] = \frac{[NH_3]}{3.89} = \frac{0.115 M}{3.89} = 0.0296 M$$

masse NH_4Cl = $[NH_4^+] \times \text{volume} \times \text{masse molaire}$
$$= (0.0296 \text{ mol/L})(1.000 L)[14.01 + (4)(1.008) + 35.45] \text{ g/mol}$$

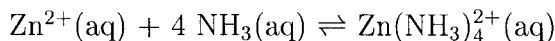
$$= \underline{\underline{1.6 g}}$$

version b: masse = $\underline{\underline{2.2 g}}$

version c: masse = $\underline{\underline{3.0 g}}$

8 points

On dissout 3.5 g de $ZnCl_2$ dans 1.00 L d'une solution 0.50 M en NH_3 pour produire une solution où le volume est toujours de 1.00 L. La constante d'équilibre pour la réaction

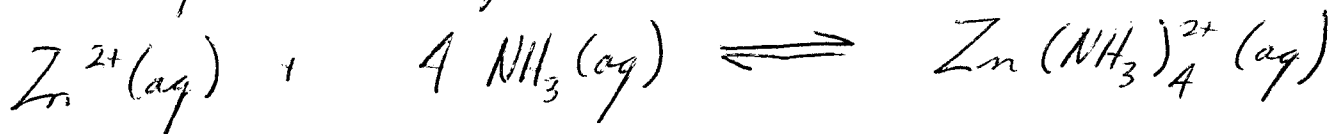


est 2.9×10^9 . Quelles sont les concentrations de $Zn^{2+}(aq)$, $NH_3(aq)$ et $Zn(NH_3)_4^{2+}(aq)$ à l'équilibre?

$$\text{moles de Zn} = \frac{3.5 \text{ g}}{(65.39 + (2)(35.45)) \text{ g/mol}} = 0.0257 \text{ mol}$$

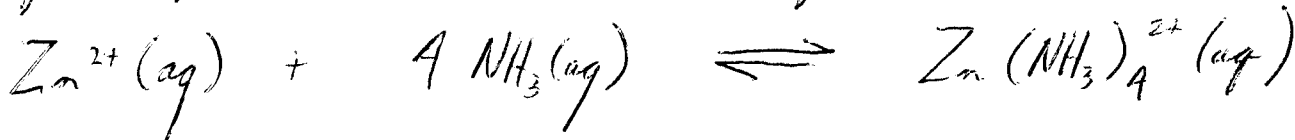
$$[Zn^{2+}] = \frac{0.0257 \text{ mol}}{1.00 \text{ L}} = 0.0257 \text{ M}$$

⇒ car K est large, imagine que tout le $Zn^{2+}(aq)$ réagit avec le $NH_3(aq)$ nécessaire pour former le $Zn(NH_3)_4^{2+}(aq)$



$$0 \quad 0.50 - (4)(0.0257) = 0.3972 \text{ M} \quad 0.0257 \text{ M}$$

• une petite quantité de $Zn(NH_3)_4^{2+}$ décompose pour redonner les réactifs



$$x \quad 0.3972 + 4x \approx 0.3972 \text{ M} \quad 0.0257 - x \approx 0.0257 \text{ M}$$

$$K = \frac{[Zn(NH_3)_4^{2+}]}{[Zn^{2+}][NH_3]^4} \implies 2.9 \times 10^9 = \frac{0.0257}{(x)(0.3972)^4}$$

$$x = [Zn^{2+}] = \underline{3.6 \times 10^{-10} \text{ M}}, \text{ en plus : } [NH_3] = \underline{0.40 \text{ M}}$$

$$[Zn(NH_3)_4^{2+}] = \underline{0.026 \text{ M}}$$

version b: $[Zn^{2+}] = \underline{1.9 \times 10^{-10} \text{ M}}, [NH_3] = \underline{0.48 \text{ M}}, [Zn(NH_3)_4^{2+}] = \underline{0.029 \text{ M}}$

version c: $[Zn^{2+}] = \underline{1.1 \times 10^{-10} \text{ M}}, [NH_3] = \underline{0.57 \text{ M}}, [Zn(NH_3)_4^{2+}] = \underline{0.033 \text{ M}}$