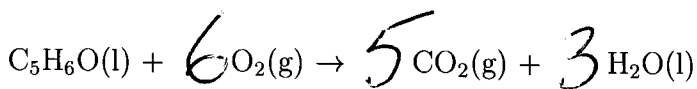


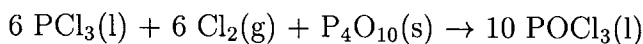
1 point

Balancer l'équation chimique suivante:



9 points

790.0 g de  $\text{PCl}_3(\text{l})$ , 345.0 g de  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , et 265.0 g de  $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$  réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de  $\text{POCl}_3$  produit-on?

• calculez le nombre de moles de chaque réactif:

$$\text{PCl}_3: 790.0 \text{ g} / [30.97 + (3)(35.45)] \text{ g/mol} = 5.7530 \text{ mol}$$

$$\text{Cl}_2: 345.0 \text{ g} / [(2)(35.45)] \text{ g/mol} = 4.8660 \text{ mol}$$

$$\text{P}_4\text{O}_{10}: 265.0 \text{ g} / [(4)(30.97) + (10)(16.00)] \text{ g/mol} = 0.9335 \text{ mol}$$

• calculez le nombre de moles de produit qu'on aurait si chaque réactif était le réactif limitant

$$\text{PCl}_3: 5.7530 \text{ mol PCl}_3 \times \frac{10 \text{ mol POCl}_3}{6 \text{ mol PCl}_3} = 9.5883 \text{ mol POCl}_3$$

$$\text{Cl}_2: 4.8660 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{10 \text{ mol POCl}_3}{6 \text{ mol Cl}_2} = 8.1100 \text{ mol POCl}_3$$

$$\text{P}_4\text{O}_{10}: 0.9335 \text{ mol P}_4\text{O}_{10} \times \frac{10 \text{ mol POCl}_3}{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}} = 9.335 \text{ mol POCl}_3$$

$\Rightarrow \text{Cl}_2$  est le réactif limitant

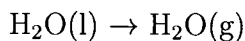
• calculez la masse de  $\text{POCl}_3$  produite

$$(8.1100 \text{ mol}) \times [(30.97) + (16.00) + (3)(35.45)] \text{ g/mol} = \underline{\underline{1243 \text{ g}}}$$

$\Rightarrow$  la réponse finale a quatre chiffres significatifs car tous les données étaient précises à quatre chiffres significatifs

**1 point**

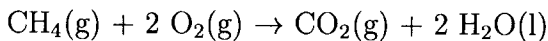
Indiquez si la valeur de  $\Delta H$  pour cette réaction (à 25 °C) est positive ou négative:



positif (réaction endothermique)

**9 points**

Quel volume de méthane (à 25 °C et une pression de 1.00 atm) doit on brûler afin de libérer exactement 1000 kJ de chaleur? La combustion du méthane est



et les enthalpies de formation sont

$$\Delta H_f^\circ (\text{CH}_4, g) = -74.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2, g) = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}, l) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$Q = \Delta H^\circ = \sum_{\text{produits}} \Delta H_f^\circ - \sum_{\text{réactifs}} \Delta H_f^\circ$$

$$= (1 \text{ mol})(-393.5 \text{ kJ/mol}) + (2 \text{ mol})(-285.8 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol})(-74.8 \text{ kJ/mol}) + (2 \text{ mol})(0 \text{ kJ/mol}) = -890.3 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ mol CH}_4 \rightarrow -890.3 \text{ kJ}$$

$$x \rightarrow -1000 \text{ kJ}$$

$$\Rightarrow x = 1 \text{ mol} \times \frac{-1000 \text{ kJ}}{-890.3 \text{ kJ}} = 1.1193 \text{ mol}$$

• calculez le volume

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1.1193 \text{ mol})(0.082057 \text{ L atm / K mol})(298.15 \text{ K})}{(1.00 \text{ atm})}$$

$$V = \underline{\underline{27.4 \text{ L}}}$$

• les données les moins précises ont seulement trois chiffres significatifs, donc la réponse finale en aura trois aussi



1 point

Si  $\text{HClO}_4$  est l'acide perchlorique, quelle est la formule moléculaire de l'anion chlorite (soyez précis)?

9 points

On a 1.22 g d'un gaz inconnu dans un volume de 571 mL. La température est 175 °C et la pression est 0.979 atm. Quelle est sa masse moléculaire? Sa composition centésimale est 40.3% B, 52.2% N, et 7.5% H. Quelle est la formule moléculaire de ce gaz inconnu?

• calculez la masse molaire

$$M = \frac{pRT}{p} = \frac{(1.22 \text{ g} / 0.571 \text{ L})(0.082057 \text{ L atm} / \text{mol K})(448.15 \text{ K})}{(0.979 \text{ atm})}$$

$$M = \underline{80.3 \text{ g/mol}} \leftarrow \text{tous les données ont trois chiffres significatifs, donc trois chiffres significatifs dans la réponse finale}$$

• imaginez 100 g du gaz

$$40.3 \text{ g B} \Rightarrow 40.3 \text{ g} / 10.81 \text{ g/mol} = 3.728 \text{ mol B}$$

$$52.2 \text{ g N} \Rightarrow 52.2 \text{ g} / 14.01 \text{ g/mol} = 3.726 \text{ mol N}$$

$$7.5 \text{ g H} \Rightarrow 7.5 \text{ g} / 1.008 \text{ g/mol} = 7.440 \text{ mol H}$$

} rapport  
 $\approx 1:1:2$

$\Rightarrow$  la formule empirique est  $\text{BNH}_2$

$\Rightarrow$  le  $\text{BNH}_2$  aurait une masse molaire de  $\approx 26.8 \text{ g/mol}$

$\Rightarrow \approx 3$  fois trop petit  $(\frac{80.3}{26.8}) \approx 3$

$\Rightarrow$  la formule moléculaire est donc  $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$

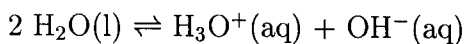
1 point

Qui a établi le rapport charge:masse de l'électron?

Thomson

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est  $1.14 \times 10^{-15}$  à  $0.0^\circ\text{C}$  et  $9.61 \times 10^{-14}$  à  $60.0^\circ\text{C}$ . Calculez les valeurs de  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ , et  $\Delta G^\circ$  à  $0.0^\circ\text{C}$ . Calculez la valeur de la constante d'équilibre à  $25.0^\circ\text{C}$ .

N.B. ~~Les~~ données ont trois chiffres significatifs... donc trois chiffres significatifs pour chacune des réponses finales

• calculez  $\Delta H^\circ$

$$\ln K_2/K_1 = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow \Delta H^\circ = \frac{-R \ln K_2/K_1}{(1/T_2 - 1/T_1)}$$

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145) \ln \frac{9.61 \times 10^{-14}}{1.14 \times 10^{-15}}}{(1/333.15 - 1/273.15)} = \underline{\underline{+55.9 \text{ kJ}}}$$

• calculez  $\Delta G^\circ$ :  $\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(273.15) \ln(1.14 \times 10^{-15})$   
 $= \underline{\underline{+78.1 \text{ kJ}}}$

• calculez  $\Delta S^\circ$ :  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta G^\circ - \Delta H^\circ}{-T}$

$$\Delta S^\circ = \frac{78100 - 55900}{273.15} = \underline{\underline{-81.3 \text{ J/K}}}$$

• calculez  $\Delta G^\circ$  à  $25.0^\circ\text{C}$ :  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$

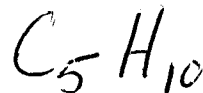
$$\Delta G^\circ = (+55900) - (298.15)(-81.3) = +80139 \text{ J}$$

• calculez  $K$  à  $25.0^\circ\text{C}$ :  $K = e^{-\Delta G^\circ/RT}$

$$K = e^{-(+80139)/(8.3145)(298.15)} = \underline{\underline{9.13 \times 10^{-15}}}$$

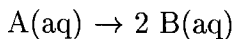
**1 point**

La formule empirique d'un composé inconnu est CH<sub>2</sub>. Si sa masse moléculaire est environ 70 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?



**9 points**

A l'équilibre et à 25.0 °C, pour la réaction



la concentration de A est 0.224 mol/L et la concentration de B est 0.313 mol/L.

(a) Calculez la valeur de ΔG° pour cette réaction à 25.0 °C.

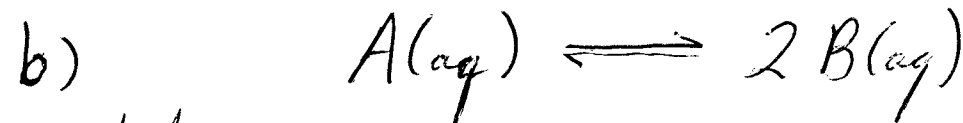
(b) Calculez la concentration de B qu'on aurait à l'équilibre, à 25.0 °C, si on commençait avec une solution pure de A (il n'y a pas de B au début) où la concentration initiale de A est 0.750 mol/L.

a) • calculez la constante d'équilibre

$K = \frac{[B]^2}{[A]} = \frac{(0.313)^2}{0.224} = 0.437$

• calculez ΔG° :  $\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(298.15) \ln 0.437$

$\Delta G^\circ = \underline{\underline{+2.05 \text{ kJ}}}$  ← trois chiffres significatifs car les données les moins précises en ont seulement trois



initiale	0.750	0.000	} x est le montant de A qui réagit
finale	0.750 - x	2x	

$K = \frac{[B]^2}{[A]} \Rightarrow 0.437 = \frac{(2x)^2}{(0.750-x)}$

impossible car [B] serait négative

$\Rightarrow 4x^2 + 0.437x - 0.327750 = 0$

$x = \frac{-(+0.437) \pm \sqrt{(+0.437)^2 - 4(4)(-0.327750)}}{2(4)} = 0.2368 \text{ ou } -0.3460$

$[B] = 2x = (2)(0.2368) = \underline{\underline{0.474 \text{ M}}}$  ← trois chiffres significatifs (même raison que ci-haut)