

Contrôle de Chimie – N°3

3 Avril 2014

Durée 1 heure

Corrigés

Veillez répondre à toutes les questions suivantes et indiquer les calculs, les réponses et les schémas dans les espaces qui suivent les données.

Annexes : Tableau périodique, tableau des valeurs thermochimiques

Constantes physiques : $R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ou $R = 0.08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
 $N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Volume molaire du gaz parfait, $V_m = 22.41 \text{ L mol}^{-1}$ (TPN)

Formules : $\Delta_r H^\circ = \Delta_r U^\circ + p\Delta V$ $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$

1. Parmi les quatre réactions suivantes, identifier les réactions d'oxydoréduction. Indiquer si la réaction est une réaction redox ou pas. Si c'en est une, écrire les demi-réactions (ox = oxydation et réd = réduction) correspondantes.

(/ 6 pts)

a. $\text{BaCl}_2(aq) + \text{K}_2\text{CO}_3(aq) \rightarrow 2\text{KCl}(aq) + \text{BaCO}_3(s)$: non (1pt)

ox : - réd : -

b. $\text{Cd}(s) + 2\text{NiO}(\text{OH})(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2(s) + \text{Cd}(\text{OH})_2(s)$: oui

ox : $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^-$ réd : $\text{Ni}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$ (2pts)

c. $\text{Br}_2(l) + 2\text{KI}(s) \rightarrow 2\text{KBr}(s) + \text{I}_2(s)$: oui

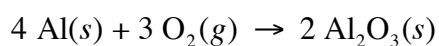
ox : $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$ réd : $\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$ (2pts)

d. $\text{CaSO}_3(s) \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{SO}_2(g)$: non (1pt)

ox : réd :

2. Donner les équations chimiques **équilibrées** pour les réactions suivantes : (3pts)

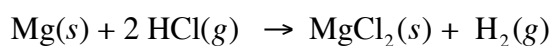
a. La combustion d'aluminium (Al):



b. La décomposition d'ammoniac (NH_3) en ses éléments constitutifs :



c. La réaction du magnésium (Mg) avec du HCl qui est un déplacement simple :



3. Calculer: a) le nombre de moles, n , b) la masse, m , et c) le nombre de molécules de soluté qu'il y a dans 50 ml d'une solution aqueuse de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$ 0,025 M. (3 pts)

a. : nombre de moles : $n = M \times V = 0.025 \text{ M} \times 0.05 \text{ L} = \underline{1.25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$

b. masse: $M = 180.156 \text{ g/mol}$ $m = n \times M = 1.25 \cdot 10^{-3} \times 180.156 = \underline{2.25 \cdot 10^{-1} \text{ g}}$

c. nombre de molécules : $1.25 \cdot 10^{-3} \times 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \underline{7.528 \cdot 10^{20} \text{ molécules}}$

4. Calculer : a) le titre massique et b) la molarité d'une solution aqueuse de 300 ml qui contient 4.62 mg de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. (Ne pas oublier les unités !) (3 pts)

a. $T(\text{g/l})$ $4.62 \text{ mg} = 4.62 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ dans 0.3 l $4.62 \cdot 10^{-3} / 0.3 = \underline{1.54 \cdot 10^{-2} \text{ g/l}}$

b. $M(\text{mol/l})$ $M = 74.096 \text{ g/mol}$ $4.62 \cdot 10^{-3} \text{ g} / 74.096 = 6.24 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$
 $6.24 \cdot 10^{-5} / 0.3 = \underline{2.08 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}}$

5. Quel volume d'hydrogène et d'oxygène peut-on produire à partir de l'eau lors d'une électrolyse de 1.5 kg d'eau à 25° C et sous une pression de 1 atm ? (5 pts)

– équation-bilan : $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ (1pt)

– Calcul de la masse : $1\,500 \text{ g} / 18.016 = 83.26 \text{ mol H}_2\text{O}$ (2pts)

$83.26 \text{ mol H}_2\text{O}$ produisent : $\underline{83.26 \text{ mol H}_2} \Rightarrow 83.26 \times 2.016 = 167.85 \text{ g H}_2$

$83.26 \text{ mol H}_2\text{O}$ produisent : $\underline{41.63 \text{ mol O}_2} \Rightarrow 41.63 \times 32 = 1332.16 \text{ g O}$

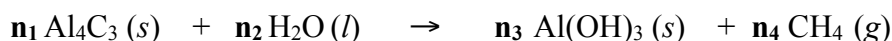
– Calcul du volume : aux TPN : $22.41 \times 83.26 \text{ mol} = 1865.86 \text{ L H}_2$ (1pt)

$22.41 \times 41.63 \text{ mol} = 932.93 \text{ L O}_2$

à 298.15 K : $(1865.86 \text{ L} \times 298.15) / 273.15 = \underline{2036.63 \text{ L H}_2}$ (1pt)

$(932.93 \text{ L} \times 298.15) / 273.15 = \underline{1018.32 \text{ L O}_2}$

6. L'hydroxyde d'aluminium est formé selon la réaction **non-équilibrée** suivante :



a. Utiliser la méthode algébrique pour établir l'équation-bilan (montrer toutes les étapes) : (3 pts)

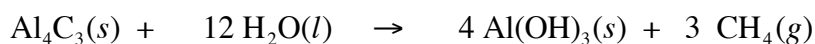
Al : $4 \mathbf{n}_1 = \mathbf{n}_3$ **C** : $3 \mathbf{n}_1 = \mathbf{n}_4$ **H** : $2 \mathbf{n}_2 = 3 \mathbf{n}_3 + 4 \mathbf{n}_4$ **O** : $\mathbf{n}_2 = 3 \mathbf{n}_3$ (1pt)

b. résolution du système d'équations : (1pt)

$$\underline{12 n_1 = n_2 = 3n_3 = 4n_4}$$

c. Transformation en facteurs stœchiométriques et équation-bilan : (1pt)

$$n_1 = 1 \quad n_2 = 12 \quad n_3 = 4 \quad n_4 = 3$$



b. Combien de kilogrammes de $\text{Al}(\text{OH})_3$ peut-on obtenir à partir de 1.25 kg de $\text{Al}_4\text{C}_3(s)$ et de 2 kg de H_2O ? (3 pts)

$$M \text{Al}_4\text{C}_3 = 143.95 \text{ g/mol} \quad 1250 \text{ g} / 143.95 = 8.68 \text{ mol Al}_4\text{C}_3$$

$$M \text{H}_2\text{O} = 18.016 \text{ g/mol} \quad 2000 \text{ g} / 18.016 \text{ g/mol} = 111.01 \text{ mol H}_2\text{O} \quad (1\text{pt})$$

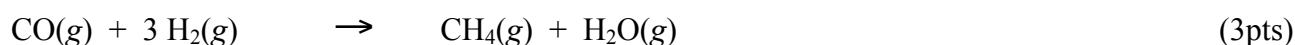
Pour chaque mol de Al_4C_3 il faut 12 moles de H_2O , donc pour 8.68 mol Al_4C_3 il faut 104.16 moles de H_2O .

Al_4C_3 est le réactant limitant. (1pt)

$$8.68 \text{ mol Al}_4\text{C}_3 \text{ donnent } 4 \times 8.68 = 34.72 \text{ mol Al}(\text{OH})_3$$

$$34.72 \times 78.004 = 2708.3 \text{ g} = \underline{2.7083 \text{ kg Al}(\text{OH})_3} \quad (1\text{pt})$$

7. La réaction entre CO et H_2 produit du méthane et de l'eau selon la réaction suivante :



$\Delta_f H^\circ$:	-110.52	0	- 74.81	-241.8	kJ/mol
S° :	197.56	130.60	186.2	188.7	J/(mol K)

a. La réaction, est-elle exothermique ou endothermique ? Justifier la réponse avec un calcul.

$$\Delta_r H^\circ = - 74.81 - 241.8 + 110.52 = \underline{- 206.09 \text{ kJ}} \quad \underline{\Delta_r H^\circ < 0, \text{ donc réaction exothermique}}$$

b. La réaction, est-elle spontanée à 25° C? Justifier la réponse avec un calcul.

$$\Delta_r S^\circ: 186.20 + 188.70 - 197.56 - (3 \cdot 130.60) = - 214.46 \text{ J/K}$$

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ = - 206.09 \text{ kJ} - (- 0.21446 \text{ kJ/K} \cdot 298.15 \text{ K}) = \underline{- 142.18 \text{ kJ}}$$

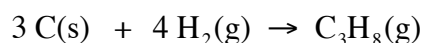
$$\underline{\Delta_r G^\circ < 0, \text{ donc réaction spontanée}}$$

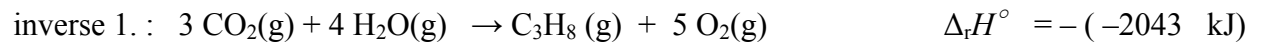
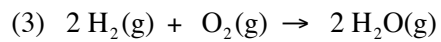
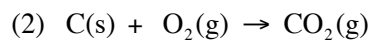
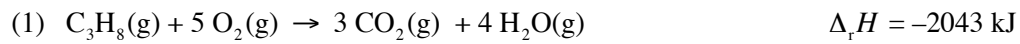
c. Calculer la variation de l'énergie interne, $\Delta_r U^\circ$, pour cette réaction à 25° C.

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_r U^\circ + p \Delta V \quad \Delta_r U^\circ = \Delta_r H^\circ - \Delta n R T \quad \Delta n = - 2$$

$$\Delta_r U^\circ = - 206.09 \text{ kJ} - (- 2 \cdot 8.314 \cdot 10^{-3} \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298.15 \text{ K}) = \underline{- 201.13 \text{ kJ}}$$

8. Connaissant les enthalpies de réactions (1), (2) et (3) à 25° C, calculer l'enthalpie de la réaction suivante : (/ 3 pts)





$$\Delta_{\text{r}}H^{\circ} = -(-2043 \text{ kJ}) + 3(-393.51 \text{ kJ}) + 4(-241.8 \text{ kJ}) = \underline{-104.73 \text{ kJ}}$$