

Exercice 55: – Quel est le volume d'une mole d'un gaz parfait à température ambiante (25° C)?

$$\frac{22.42}{273.15} = \frac{x}{298.15} \quad \underline{x = 24.47 \text{ L}}$$

Exercice 56: – Un réacteur de 10 L contient de l'azote sous une pression de 4,15 atm et à 20° C. Quelle est la masse d'azote qui est contenue dans ce réacteur?

En atm:
$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{4.15 \cdot 10}{0.08206 \cdot 293.15} = 1.725 \text{ moles } \text{N}_2$$

En Pa:
$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{4.205 \cdot 10^5 \cdot 10^{-2}}{8.314 \cdot 293.15} = 1.725 \text{ moles } \text{N}_2$$

$$M_{\text{N}_2} = 28.014 \text{ g/mol} \quad 1.725 \cdot 28.014 = \underline{48.32 \text{ g}}$$

Exercice VIII.1.: Le mercure, Hg, est un métal liquide à 25° C. A cette température, la masse de 50 mL correspond à 0,677 kg. Quelle est la masse volumique de Hg à 25° C?

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{kg m}^{-3} \quad \rho = \frac{0.677}{5 \times 10^{-5}} = \underline{1.354 \times 10^4 \text{ kg m}^{-3}}$$
$$\rho = \frac{0.677}{5 \times 10^{-2}} = \underline{13.54 \text{ kg dm}^{-3}} \quad (\text{g/cm}^3)$$

Exercices and Corrigés VIII. 2-4

2. Calculer la pression exercée par 25 g de vapeur d'eau confinée à un volume de 18 L à 100° C.

$$pV = nRT \quad p = nRT / V$$

calcul de n : 25 g d'eau : $25/18.015 = 1.388$ moles $T = 373.15$ K

$$p = (1.388 \times 0.08206 \times 373.15) / 18 = \underline{2.36 \text{ atm}} \quad (\underline{2.39 \times 10^5 \text{ Pa}})$$

b. Si cette vapeur était condensée en eau liquide à 25° C, quel serait le volume occupé par l'eau ainsi obtenue?

Avec une masse volumique de 1 g/ cm³ pour H₂O(l) : $V = 0.025$ L

3. Remplir le tableau suivant: $N_A = 6.022 \times 10^{23}$ $n = m / M$ = nombre d'atomes/ N_A

n de Na (mol)	Masse de Na (g)	Nombre d'atomes de Na
3,5	$22.99 \times 3.5 = 80.47$	$3.5 \times N_A = 2.1 \times 10^{24}$
$750 / 22.99 = 32.6$	750	$32.6 \times N_A = 1.96 \times 10^{25}$
$1 \times 10^{21} / N_A = 1.66 \times 10^{-3}$	$22.99 \times 1.66 \times 10^{-3} = 0.038$	1×10^{21}
10^{-4}	$22.99 \times 10^{-4} = 2.299 \times 10^{-3}$	$10^{-4} \times N_A = 6.022 \times 10^{19}$

4. La réaction suivante (non-équilibrée!) est une réaction de combinaison:



Quelle est la masse de pentabromure de phosphore formée si on chauffe 100 g de phosphore avec 80 g de dibrome dans un récipient fermé?

a. Établir équation-bilan: $\text{P}_4(\text{s}) + 10 \text{ Br}_2(\text{l}) \longrightarrow 4 \text{ PBr}_5(\text{s})$

b. Calcule des moles: 100 g P : $100\text{g} / 30.974\text{g mol}^{-1} = 3.23 \text{ moles P}$

0.807 moles P_4

80 g Br_2 : $80\text{g} / 159.808\text{g mol}^{-1} = 0.5 \text{ moles Br}_2$

c. Trouver le réactif limitant: 0.5 moles Br_2

d. 0.5 (= 10/20) moles Br_2 + 0.05 (= 1/20) moles P_4 donnent 0.2 (= 4/20) moles PBr_5

e. 0.2 moles PBr_5 : $0.2 \times 430.494 = \underline{86.1 \text{ g PBr}_5}$

VIII.5a.: Quel est le titre massique d'une solution de 4.5 g de NaCl dans 50 ml de solution?

$$T = (4.5 \times 1000) / 50 = 4.5 \times 20 = \underline{90 \text{ g/l}}$$

VIII.5b.: Il faut quelle masse de glucose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, pour préparer un volume $V = 100 \text{ ml}$ de concentration massique: $T = 1,8 \text{ g/L}$?

Quelle est la quantité de matière exprimée en mol?

$$1.8 \text{ g/L} = \underline{0.18 \text{ g} / 0.1 \text{ L}}$$

$$M = 180.15 \text{ g/mol} \quad 0.18 / 180.15 = \underline{1 \times 10^{-3} \text{ mol}}$$

VIII.6a.: Quel est le pourcentage massique d'une solution de 4.5 g de NaCl dans 50 g de solution?

$$(4.5 \times 100) / 50 = 9 \text{ g} \quad 9\text{g}/100\text{g} = 0.09 \quad \underline{9 \%}$$

VIII.6b.: La formule brute de la vitamine B_{12} est $\text{C}_{63}\text{H}_{90}\text{O}_{14}\text{PCo}$. Calculer le pourcentage massique du cobalt dans la vitamine B_{12} . Combien y a-t-il de grammes de cobalt dans 6 mg de Vitamine B_{12} (la dose quotidienne recommandée aux Etats-Unis)?

$$M_{\text{B}_{12}} = 1161.306 \quad M_{\text{Co}} = 58.933 \quad 58.933 / 1161.306 = 0.0507 \quad \underline{5.07 \%}$$

$$6 \text{ mg} \times 0.0507 = \underline{0.304 \text{ mg}}$$

VIII.7a.: Quelle est la molarité d'une solution de 4.5 g de NaCl dans 50 ml de solution?

$$M_{\text{NaCl}} = 58.44 \quad (4.5 \times 1000)/50 = 90 \text{ g pro litre} \quad 90 / 58.44 = \underline{1.54 \text{ mol/L}} \text{ (M)}$$

VIII.7b.: Une tasse de café (4 tasses = 0,946 L) peut contenir jusqu'à 300 mg de caféine, $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$. Calculer la molarité de la caféine dans une tasse de café.

$$0.946 / 4 = 0.2365 \text{ L} \quad 0.3\text{g} \times 1 / 0.2365 = 1.27 \text{ g / L}$$

$$1.27 / 194.194 = \underline{6.5 \times 10^{-3} \text{ mol / L}} \text{ (M)}$$

VIII.8a.: Quelle est la molalité d'une solution de 4.5 g de NaCl dans 50 g de solvant?

$$(4.5 \times 1000) / 50 = 90 \text{ g} \quad 90/58.44 = 1.54 \text{ mol} \quad \underline{1.54 \text{ mol/kg}}$$

VIII.8b.: Combien de grammes de I_2 faut-il ajouter à 725 mL de sulfure de carbone, CS_2 , ($\rho = 1,261 \text{ g/mL}$) pour obtenir une solution d'une molalité de I_2 de $0,236 \text{ mol kg}^{-1}$?

masse de CS_2 : $(1.261 \times 0.725) / 1 = 0.914 \text{ kg}$

la molalité, b : $0.236 \text{ mol/kg} \times 0.914 \text{ kg} = n$ $n = 0.216 \text{ mol } I_2$

$M = 253.81 \text{ g/mol}$ $253.81 \times 0.216 = \underline{54.82 \text{ g } I_2}$

VIII.9a.: Quelle est la fraction molaire de NaCl dans une solution de 20 g de NaCl dans 50 g d'eau ?

20g NaCl : $20 / 58.44 = 0.342 \text{ moles}$

$0.342 / (0.342 + 2.78) = \underline{0.1096}$

50 g H_2O : $50 / 18.015 = 2.78 \text{ moles}$

10.96 %

VIII.9b.: Décrire comment vous procéderiez pour préparer 1 kg d'une solution aqueuse d'acétone, CH_3COCH_3 , dans laquelle la fraction molaire de l'acétone est égale à 0,14.

Exemple: 1 mole d'acétone: $0.14 = 1 / (x + 1)$ $x = (1 - 0.14) / 0.14 = 6.143$

Pour 1 mole CH_3COCH_3 (58.08 g) on a 6.143 moles H_2O (110.666 g).

solution totale de $58.08 + 110.666 = 168.746$ g

Pour 1 kg solution: $(58.08 \times 1000) / (168.746) = 344.19$ g

344.19 g acétone dans $(1000 - 344.19) = 655.81$ g H_2O

VIII.10a.: 155.3 g d'un échantillon d'eau contiennent 1.7×10^{-1} mg de phosphates. Quelle est la concentration en ppm / ppb?

$$(1.7 \times 10^{-4} / 155.3) \times 10^6 = \underline{1.095 \text{ ppm}}$$

$$(1.7 \times 10^{-4} / 155.3) \times 10^9 = \underline{1.095 \times 10^3 \text{ ppb}}$$

VIII.10b.: A convertir en %: 325 ppm / 12 ppb

$$325 \text{ ppm} = 325 \times 10^{-6} \times 100 = \underline{3.25 \times 10^{-2} \%}$$

$$12 \text{ ppb} = 12 \times 10^{-9} \times 100 = \underline{1.2 \times 10^{-6} \%}$$

Corrigés VIII. 11-14

11. Quel est le volume occupé par 12.04×10^{23} molécules d'azote à 10°C ?

Corr.: a. $12.04 \times 10^{23} / 6.022 \times 10^{23} = 2 \text{ mol N}_2$

b. $283.15 \text{ K} \times 22.4 \text{ L} / 273.15 \text{ K} = 23.22 \text{ L/mol}$

c. $23.22 \text{ L/mol} \times 2 \text{ mol} = \underline{46.44 \text{ L}}$

12. En attaquant du fer avec du chlorure d'hydrogène, on produit 672 litres d'hydrogène. La réaction se déroule à 35°C et du chlorure de fer(II) est l'autre produit. Quelle masse de fer a-t-il fallu?

Corr.: a. réaction chimique équilibrée: $\text{Fe} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{FeCl}_2$

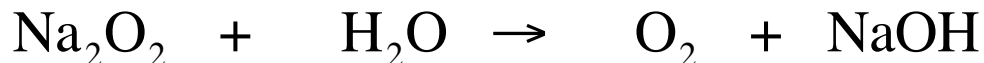
b. V_{gaz} à 35°C : $308.15 \text{ K} \times 22.4 \text{ L mol}^{-1} / 273.15 \text{ K} = 25.27 \text{ L mol}^{-1}$

c. n_{gaz} dans 672 L : $672 \text{ L} / 25.27 \text{ L mol}^{-1} = 26.59 \text{ mol}$

d. Il faut 1 mol de Fe pour produire 1 mol de H_2 , $\rightarrow 26.59 \text{ mol Fe}$

e. $26.59 \text{ mol} \times 55.845 \text{ g/mol} = 1485,07 \text{ g} = \underline{1.485 \text{ kg Fe}}$

13. Une personne consomme 22,5 L de dioxygène par heure sous conditions TPN. Un astronaute reçoit son oxygène de la réaction (non-équilibrée) suivante:



Quelle est la masse de dioxygène nécessaire par astronaute pour un voyage de huit jours?

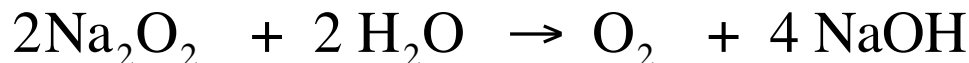
Quelle est la masse de peroxyde de sodium à emporter pour 4 astronautes, si 90% de Na_2O_2 est transformé en produits?

Corr.: a. V_{gaz} pour 8 jours: $192 \text{ h} \times 22.5 \text{ L} = 4320 \text{ L}$

b. $n_{\text{dioxygène}}$: $4320 \text{ L} / 22.4 \text{ L mol}^{-1} = 192.86 \text{ mol}$

$$n \times M = m : \quad 192.86 \text{ mol} \times 31.998 \text{ g/mol} = \underline{6171.13 \text{ g O}_2}$$

c. équilibrer la réaction chimique:



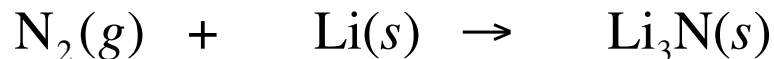
d. 2 mol de Na_2O_2 produisent 0.9 mol de O_2 (90 % de rendement)

$$192.86 \text{ mol} \times 2 \text{ mol} / 0.9 \text{ mol} = 428.58 \text{ mol Na}_2\text{O}_2$$

$$428.58 \text{ mol} \times 77.99 \text{ g/mol} = 33424.95 \text{ g} = 33.425 \text{ kg Na}_2\text{O}_2$$

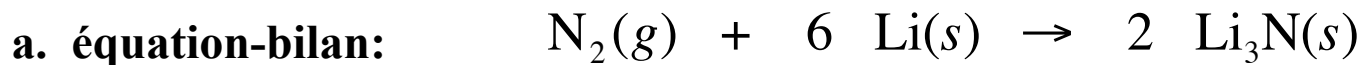
$$33.425 \times 4 = \underline{133.7 \text{ kg Na}_2\text{O}_2}$$

14. L'azote réagit avec du lithium à température ambiante (20°C) selon l'équation (non- équilibrée) suivante:



500 mg de Li ont été introduit dans une ampoule scellée de 1 L sous atmosphère d'azote, à la pression de 1.23 atm. Après la réaction, la pression se stabilise à 0.94 atm. Combien de g de Li_3N ont été formés?

Corrigés:



b. quantité d'azote: $pV = nRT \quad n = (1.23 \times 1 \text{ L}) / (293.15 \times 0.08206) = 0.0511 \text{ mol}$

après réaction: $n = (0.94 \times 1 \text{ L}) / (293.15 \times 0.08206) = 0.0391 \text{ mol}$

$\Delta n = 0.0511 - 0.0391 = 0.012 \text{ mol N}_2$ ont réagit.

c. quantité de lithium: $M \text{Li} = 6.941 \text{ g/mol} \quad 0.5\text{g} / 6.941 = 0.072 \text{ mol Li}$

d. 0.012 mol N_2 réagissent avec $(6 \times 0.012) = 0.072 \text{ mol Li}$.

e. Li est le réactant limitant. 0.072 mol Li donnent $(0.072 / 3) = 0.024 \text{ mol Li}_3\text{N}$

$M \text{Li}_3\text{N} = 34.833 \text{ g/mol} \quad 34.833 \times 0.024 = \underline{0.836 \text{ g Li}_3\text{N}}$