



simulationconcours.be



Chimie

Carnet d'entraînement



melanges loi de dalton

Loi des gaz · Mécanique 5 — des exercices calibrés concours,
du plus simple au plus retors.

42 exercices

3 niveaux

corrigés détaillés

Comment bosser ce carnet

- ✓ Lis d'abord le tutoriel : la mécanique y est expliquée pas à pas
- ✓ Fais chaque niveau en entier **avant** d'ouvrir les corrigés
- ✓ Note à côté de chaque exo : réussi, hésité ou raté — et rejoue les ratés 48 h plus tard



simulationconcours.be

scanne & continue en ligne

Sommaire

- 1 Le tutoriel — la mécanique expliquée
- 2 Les exercices Facile x14 · Moyen x14 · Difficile x14
- 3 Les corrigés détaillés exercice par exercice

Le tutoriel

Ce document est un **carnet d'exercices** : on t'explique d'abord la mécanique, puis tu la travailles sur 42 exercices classés en trois niveaux. Les corrigés détaillés t'attendent en deuxième partie, après la page « Corrigés » — pas avant de l'avoir mérité.

Un récipient contient rarement un seul gaz : l'air, les gaz de combustion sont des **mélanges**. La loi de Dalton dit comment chaque constituant participe à la pression totale.

À RETENIR Pression partielle et loi de Dalton

La **pression partielle** p_i d'un gaz est la pression qu'il exercerait *seul* dans tout le volume, à la même température. La **pression totale** est la **somme** des pressions partielles :

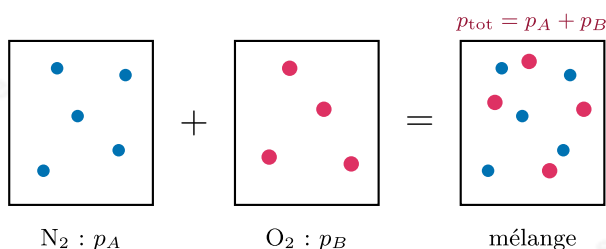
$$p_{\text{tot}} = p_A + p_B + p_C + \dots = \sum_i p_i$$

Chaque gaz se comporte comme si les autres n'existaient pas.

À RETENIR Fraction molaire et pression partielle

La **fraction molaire** $\chi_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}$ (sans unité, $\sum_i \chi_i = 1$). La pression partielle est la *part* de la pression totale :

$$p_A = \chi_A \times p_{\text{tot}}$$



À RETENIR Fraction molaire = fraction volumique (gaz parfaits)

Pour des gaz parfaits, la fraction **molaire** égale la fraction **volumique** (conséquence d'Avogadro). Ainsi « l'air contient 20 % de O₂ en volume » signifie $\chi(\text{O}_2) = 0,20$, donc $p(\text{O}_2) = 0,20 \times p_{\text{atm}}$.

MÉTHODE Traiter un mélange gazeux

- 1 Compter les moles de chaque gaz ($n_i = m_i / M_i$ si l'on a des masses).
- 2 $n_{\text{tot}} = \sum_i n_i$, puis $\chi_i = n_i / n_{\text{tot}}$.
- 3 $p_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}} RT}{V}$ si besoin, puis $p_i = \chi_i p_{\text{tot}}$.
- 4 **Vérifier** : $\sum_i p_i = p_{\text{tot}}$ et $\sum_i \chi_i = 1$.

EXEMPLE un mélange N₂/O₂

$n(\text{N}_2) = 0,30$, $n(\text{O}_2) = 0,20$ mol dans $V = 10,0$ L à 300 K.

$n_{\text{tot}} = 0,50$; $p_{\text{tot}} = \frac{0,50 \times 0,082 \times 300}{10,0} = 1,23$ atm.

$\chi(\text{N}_2) = 0,60$, $\chi(\text{O}_2) = 0,40$; $p(\text{N}_2) = 0,74$, $p(\text{O}_2) = 0,49$ atm (somme = 1,23).

PIÈGE fraction molaire, pas massique

$p_A = \chi_A p_{\text{tot}}$ utilise la fraction **molaire** (rapport de moles), jamais la fraction massique. Un gaz lourd peu abondant en moles pèse lourd mais contribue peu à la pression.

Les exercices

FACILE 14 exercices

Exo 1 pression totale = somme des partielles

On applique $p_{\text{tot}} = \sum_i p_i$.

a)

Un mélange a $p_A = 0.3 \text{ atm}$ et $p_B = 0.5 \text{ atm}$: calcule p_{tot} .

b)

$p_{\text{tot}} = 2.0 \text{ atm}$, $p_A = 1.2 \text{ atm}$: calcule p_B .

c)

Trois gaz de pressions partielles 0.2 atm , 0.3 atm , 0.5 atm : calcule p_{tot} .

Exo 2 fraction molaire

On rappelle $\chi_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}$.

a)

Un mélange contient $n_A = 2 \text{ mol}$ et $n_B = 3 \text{ mol}$: calcule χ_A et χ_B .

b)

$n_A = 0.25 \text{ mol}$ dans un mélange de $n_{\text{tot}} = 1.0 \text{ mol}$: calcule χ_A .

c)

Vérifie que $\chi_A + \chi_B = 1$ dans le cas a).

Exo 3 pression partielle à partir de la fraction molaire

On applique $p_A = \chi_A \times p_{\text{tot}}$.

a)

$\chi_A = 0.4$, $p_{\text{tot}} = 2.0 \text{ atm}$: calcule p_A .

b)

Air : $\chi(\text{O}_2) = 0.20$, $p_{\text{tot}} = 1.0 \text{ atm}$: calcule $p(\text{O}_2)$.

c)

$\chi_B = 0.75$, $p_{\text{tot}} = 4.0 \text{ atm}$: calcule p_B .

Exo 4 fraction volumique = fraction molaire

L'air contient (en volume) $\approx 80 \%$ de N_2 et 20% de O_2 . On prend $p_{\text{tot}} = 1.0 \text{ atm}$.

a)

Donne la fraction molaire $\chi(\text{O}_2)$.

b)

Donne la fraction molaire $\chi(\text{N}_2)$.

c)

Calcule la pression partielle $p(\text{N}_2)$.

Exo 5 somme et complément des pressions partielles

On applique $p_{\text{tot}} = \sum_i p_i$.

a)

Un mélange contient He, Ne et Ar de pressions partielles 0.40 atm, 0.25 atm et 0.15 atm : calcule p_{tot} .

b)

Un mélange a $p_{\text{tot}} = 2.0$ atm, $p(\text{N}_2) = 1.30$ atm et $p(\text{CO}_2) = 0.50$ atm : calcule $p(\text{O}_2)$.

c)

On ajoute au mélange de la question a) un quatrième gaz de pression partielle 0.20 atm : quelle est la nouvelle pression totale ?

Exo 6 la somme des fractions molaires vaut 1

Dans tout mélange, $\sum_i \chi_i = 1$.

a)

Un mélange de trois gaz a $\chi_A = 0,50$ et $\chi_B = 0,35$: calcule χ_C .

b)

Un air simplifié ne contient que N_2 et O_2 , avec $\chi(\text{N}_2) = 0,79$: calcule $\chi(\text{O}_2)$.

c)

Un mélange de deux gaz est équimolaire (autant de moles de chacun) : donne χ de chaque gaz.

Exo 7 fractions molaires à partir des pressions partielles

On utilise $\chi_i = \frac{p_i}{p_{\text{tot}}}$.

a)

Un mélange a $p(\text{N}_2) = 0.60$ atm, $p(\text{O}_2) = 0.15$ atm et $p(\text{CO}_2) = 0.25$ atm : calcule p_{tot} .

b)

Calcule la fraction molaire $\chi(\text{N}_2)$.

c)

Calcule les fractions molaires $\chi(\text{O}_2)$ et $\chi(\text{CO}_2)$.

Exo 8 bouteille d'air comprimé

Une bouteille de plongée contient de l'air comprimé ($\chi(\text{O}_2) = 0,21$, $\chi(\text{N}_2) = 0,79$) sous une pression totale $p_{\text{tot}} = 5.0 \text{ atm}$.

a)

Calcule la pression partielle $p(\text{O}_2)$.

b)

Calcule la pression partielle $p(\text{N}_2)$.

c)

Vérifie que $p(\text{O}_2) + p(\text{N}_2) = p_{\text{tot}}$.

Exo 9 le rapport des pressions partielles

À même température et même volume, la pression d'un gaz est proportionnelle à sa quantité de matière. Un mélange contient $n(\text{H}_2) = 3.0 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = 1.0 \text{ mol}$.

a)

Calcule le rapport $n(\text{H}_2)/n(\text{O}_2)$.

b)

Déduis-en le rapport $p(\text{H}_2)/p(\text{O}_2)$.

c)

Sachant que $p(\text{O}_2) = 0.25 \text{ atm}$, calcule $p(\text{H}_2)$.

Exo 10 le dioxyde de carbone de l'air expiré

L'air expiré contient environ 4 % de CO_2 et 16 % de O_2 *en volume*, sous $p_{\text{tot}} = 1.0 \text{ atm}$.

a)

Calcule la pression partielle $p(\text{CO}_2)$.

b)

Calcule la pression partielle $p(\text{O}_2)$.

c)

L'air inspiré contient 21 % de O_2 : la pression partielle de O_2 a-t-elle augmenté ou diminué lors de la respiration ?

Exo 11 la pression partielle, c'est la pression « seul »

La pression partielle d'un gaz est la pression qu'il exercerait *seul* dans tout le volume : $p_i = \frac{n_i RT}{V}$. On prend $V = 5.0 \text{ L}$, $T = 300 \text{ K}$, $R = 0,082$.

a)

Un récipient contient $n(\text{N}_2) = 0.20 \text{ mol}$: calcule $p(\text{N}_2)$.

b)

On ajoute $n(\text{O}_2) = 0.10 \text{ mol}$ dans le même récipient : calcule $p(\text{O}_2)$.

c)

Déduis la pression totale p_{tot} .

Exo 12 retrancher la vapeur d'eau

Un gaz recueilli au-dessus de l'eau est mélangé à de la vapeur d'eau. La loi de Dalton donne $p_{\text{tot}} = p_{\text{gaz sec}} + p(\text{H}_2\text{O})$.

a)

$p_{\text{tot}} = 1.00 \text{ atm}$ et $p(\text{H}_2\text{O}) = 0.03 \text{ atm}$: calcule la pression du gaz sec.

b)

$p_{\text{tot}} = 740 \text{ mmHg}$ et $p(\text{H}_2\text{O}) = 20 \text{ mmHg}$: calcule la pression du gaz sec en mmHg.

c)

La présence de vapeur d'eau augmente-t-elle ou diminue-t-elle la part du gaz sec dans la pression mesurée ?

Exo 13 mélanger des pressions dans la même unité

On donne $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

a)

Un mélange a $p(\text{O}_2) = 380 \text{ mmHg}$: exprime cette pression en atm.

b)

Le même mélange a $p(\text{N}_2) = 0.50 \text{ atm}$: calcule p_{tot} en atm.

c)

Exprime p_{tot} en mmHg.

Exo 14 fraction molaire, pas massique

Un mélange contient $n(\text{He}) = 2.0 \text{ mol}$ ($M = 4 \text{ g/mol}$) et $n(\text{Ar}) = 2.0 \text{ mol}$ ($M = 40 \text{ g/mol}$), sous $p_{\text{tot}} = 2.0 \text{ atm}$.

a)

Calcule les fractions molaires $\chi(\text{He})$ et $\chi(\text{Ar})$.

b)

Calcule les pressions partielles $p(\text{He})$ et $p(\text{Ar})$.

c)

L'argon est dix fois plus lourd que l'hélium : sa pression partielle est-elle dix fois plus grande ? Justifie.

MOYEN

14 exercices

Exo 1

du nombre de moles aux pressions partielles

Un récipient de $V = 5.0 \text{ L}$ à $T = 300 \text{ K}$ contient $n(\text{N}_2) = 0.40 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = 0.10 \text{ mol}$ ($R = 0,082$).

a)

Calcule la quantité de matière totale n_{tot} .

b)

Calcule la pression totale p_{tot} .

c)

Calcule les fractions molaires $\chi(\text{N}_2)$ et $\chi(\text{O}_2)$.

d)

Calcule les pressions partielles $p(\text{N}_2)$ et $p(\text{O}_2)$, et vérifie leur somme.

Exo 2

des pressions partielles à la composition

Un mélange contient du dihydrogène et du diazote : $p(\text{H}_2) = 0.60 \text{ atm}$ et $p(\text{N}_2) = 1.80 \text{ atm}$.

a)

Calcule la pression totale p_{tot} .

b)

Calcule la fraction molaire $\chi(\text{H}_2)$.

c)

Calcule la fraction molaire $\chi(\text{N}_2)$.

d)

Quel est le rapport $n(\text{H}_2)/n(\text{N}_2)$?

Exo 3

dioxygène de l'air en altitude

L'air contient 20 % de O_2 en volume. On note p_{atm} la pression atmosphérique.

a)

Au niveau de la mer, $p_{\text{atm}} = 1.0 \text{ atm}$: calcule $p(\text{O}_2)$.

b)

En altitude, $p_{\text{atm}} = 0.50 \text{ atm}$: calcule $p(\text{O}_2)$ (même composition).

c)

En une phrase, explique pourquoi il est plus difficile de respirer en altitude.

Exo 4 mélange préparé à partir de masses

On enferme 2.8 g de N_2 ($M = 28$) et 3.2 g de O_2 ($M = 32$) dans un récipient où la pression totale s'établit à $p_{\text{tot}} = 2.0 \text{ atm}$.

a)

Calcule $n(\text{N}_2)$ et $n(\text{O}_2)$.

b)

Calcule les fractions molaires.

c)

Calcule les pressions partielles $p(\text{N}_2)$ et $p(\text{O}_2)$.

Exo 5 masse molaire moyenne d'un mélange

Un mélange gazeux contient $n(\text{N}_2) = 0.20 \text{ mol}$ ($M = 28$), $n(\text{O}_2) = 0.30 \text{ mol}$ ($M = 32$) et $n(\text{CO}_2) = 0.50 \text{ mol}$ ($M = 44$).

a)

Calcule les fractions molaires des trois gaz.

b)

Calcule la masse molaire moyenne $M_{\text{moy}} = \sum_i \chi_i M_i$.

c)

Calcule la masse totale du mélange et vérifie que $M_{\text{moy}} = m_{\text{tot}}/n_{\text{tot}}$.

Exo 6 deux récipients que l'on relie

Un récipient de $V_1 = 2.0 \text{ L}$ contient du N_2 sous $p_1 = 1.5 \text{ atm}$; un second de $V_2 = 1.0 \text{ L}$ contient du O_2 sous $p_2 = 3.0 \text{ atm}$. On les relie par un robinet (la température reste constante) : le volume commun devient 3.0 L.

a)

Calcule la pression partielle finale de N_2 (loi de Boyle-Mariotte).

b)

Calcule la pression partielle finale de O_2 .

c)

Calcule la pression totale finale et les fractions molaires.

Exo 7 un gaz combustible

Un mélange combustible contient, *en volume*, 60 % de CH_4 , 30 % de H_2 et 10 % de CO_2 . Il occupe $V = 10.0\text{ L}$ à $T = 300\text{ K}$ sous $p_{\text{tot}} = 2.0\text{ atm}$ ($R = 0,082$).

a)

Calcule les pressions partielles des trois gaz.

b)

Calcule la quantité de matière totale n_{tot} .

c)

Calcule la quantité de matière de CH_4 .

Exo 8 injecter un gaz à volume constant

Un récipient rigide de $V = 4.0\text{ L}$ maintenu à $T = 300\text{ K}$ contient du N_2 sous $p(N_2) = 0.60\text{ atm}$. On y injecte $n(O_2) = 0.10\text{ mol}$ de dioxygène, sans changer le volume ni la température ($R = 0,082$).

a)

Calcule la pression partielle du O_2 injecté.

b)

Calcule la nouvelle pression totale.

c)

Calcule la fraction molaire $\chi(O_2)$ du mélange final.

Exo 9 fraction massique contre fraction molaire

Un mélange contient 2.0 g d'He ($M = 4$) et 20.0 g d'Ar ($M = 40$), sous $p_{\text{tot}} = 2.0\text{ atm}$.

a)

Calcule les quantités de matière, puis les fractions molaires $\chi(\text{He})$ et $\chi(\text{Ar})$.

b)

Calcule les fractions *massiques* $w(\text{He})$ et $w(\text{Ar})$.

c)

Calcule les pressions partielles. Faut-il utiliser la fraction molaire ou massique ?

Exo 10 composition après une réaction totale

On introduit $n(\text{H}_2) = 0.30 \text{ mol}$ et $n(\text{Cl}_2) = 0.20 \text{ mol}$ dans un récipient de $V = 10.0 \text{ L}$ à $T = 300 \text{ K}$. La réaction $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$ est totale ($R = 0,082$).

a)

Détermine le réactif limitant et la composition finale (en moles).

b)

Calcule les fractions molaires du mélange final.

c)

Calcule la pression totale finale et les pressions partielles.

Exo 11 remonter au volume du récipient

Dans un récipient à $T = 300 \text{ K}$, du N_2 ($n(\text{N}_2) = 0.20 \text{ mol}$) exerce une pression partielle $p(\text{N}_2) = 0.80 \text{ atm}$ ($R = 0,082$).

a)

Calcule le volume V du récipient.

b)

Le récipient contient aussi $n(\text{O}_2) = 0.05 \text{ mol}$: calcule $p(\text{O}_2)$.

c)

Calcule la pression totale et la fraction molaire $\chi(\text{O}_2)$.

Exo 12 composition à partir de la masse molaire moyenne

Un mélange de N_2 ($M = 28$) et de O_2 ($M = 32$) a une masse molaire moyenne $M_{\text{moy}} = 29.6 \text{ g/mol}$.

a)

En posant $\chi(\text{N}_2) = x$, écris M_{moy} en fonction de x .

b)

Résous et donne $\chi(\text{N}_2)$ et $\chi(\text{O}_2)$.

c)

Sous $p_{\text{tot}} = 1.0 \text{ atm}$, calcule les pressions partielles.

Exo 13 nitrox et pression partielle de dioxygène

Un plongeur utilise un mélange « nitrox » à $\chi(\text{O}_2) = 0,32$ (le reste étant du N_2). À 30 m de profondeur, la pression totale respirée est $p_{\text{tot}} = 4.0 \text{ atm}$.

a)

Calcule la pression partielle $p(\text{O}_2)$.

b)

Calcule la pression partielle $p(\text{N}_2)$.

c)

La limite de sécurité en dioxygène est $p(\text{O}_2) = 1.4 \text{ atm}$. Le plongeur est-il en dessous de cette limite ?

Exo 14 enrichir un mélange en dioxygène

Un récipient rigide de $V = 5.0 \text{ L}$ à $T = 300 \text{ K}$ contient $n(\text{N}_2) = 0.40 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = 0.10 \text{ mol}$ ($R = 0,082$).

a)

Calcule la pression totale initiale et la fraction molaire $\chi(\text{O}_2)$.

b)

On ajoute 0.10 mol de O_2 (à V et T constants) : calcule la nouvelle pression totale.

c)

Calcule la nouvelle fraction molaire $\chi(\text{O}_2)$ et la nouvelle pression partielle $p(\text{O}_2)$.

DIFFICILE

14 exercices

Exo 1 récipient scellé : pressions et volumes

Un récipient rigide de $V = 12.2 \text{ L}$, maintenu à $T = 298 \text{ K}$, contient $n(\text{N}_2) = 0.40 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = 0.10 \text{ mol}$ ($R = 0,082$).

a)

Calcule les fractions molaires $\chi(\text{N}_2)$ et $\chi(\text{O}_2)$.

b)

Calcule la pression totale p_{tot} .

c)

Calcule les pressions partielles $p(\text{N}_2)$ et $p(\text{O}_2)$.

d)

Les deux gaz occupent-ils le même volume dans ce récipient ? Compare aussi leurs pressions partielles.

Exo 2 mélange de trois gaz préparé par pesée

Dans $V = 10.0 \text{ L}$ à $T = 300 \text{ K}$, on introduit 1.4 g de N_2 ($M = 28$), 1.6 g de O_2 ($M = 32$) et 4.4 g de CO_2 ($M = 44$) ($R = 0,082$).

a)

Calcule les quantités de matière de chaque gaz et n_{tot} .

b)

Calcule la pression totale p_{tot} .

c)

Calcule les fractions molaires des trois gaz.

d)

Déduis les trois pressions partielles et vérifie leur somme.

Exo 3 dihydrogène recueilli sur l'eau

On recueille du dihydrogène H_2 par déplacement d'eau : le gaz recueilli est en réalité un mélange de H_2 et de vapeur d'eau. La pression totale mesurée est $p_{\text{tot}} = 760 \text{ mmHg}$; à 25 degreeCelsius ($T = 298 \text{ K}$), la vapeur d'eau exerce $p(\text{H}_2\text{O}) = 24 \text{ mmHg}$ ($R = 0,082$).

a)

Calcule la pression partielle du dihydrogène $p(\text{H}_2)$ en mmHg.

b)

Exprime $p(\text{H}_2)$ en atm.

c)

Le volume recueilli est $V = 0.50 \text{ L}$. Calcule la quantité de matière de H_2 .

Exo 4 composition de l'air et pressions partielles

On modélise l'air par 78 % de N_2 , 21 % de O_2 et 1 % d'argon Ar *en volume*, sous $p_{\text{tot}} = 1.0 \text{ atm}$.

a)

Pour des gaz parfaits, justifie brièvement pourquoi la fraction *volumique* égale la fraction *molaire*.

b)

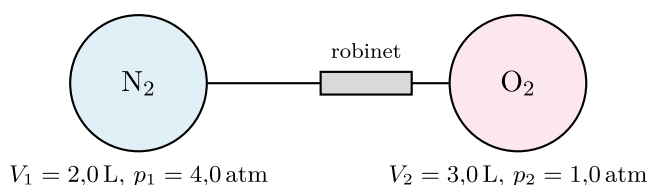
Donne les fractions molaires $\chi(\text{N}_2)$, $\chi(\text{O}_2)$ et $\chi(\text{Ar})$.

c)

Calcule les trois pressions partielles et vérifie leur somme.

Exo 5 deux ballons reliés par un robinet

Deux ballons sont reliés par un robinet (fermé au départ), à température constante $T = 300 \text{ K}$ ($R = 0,082$).



On ouvre le robinet : les gaz se mélangent dans le volume total $V = V_1 + V_2 = 5.0 \text{ L}$.

a)

Calcule la pression partielle finale de N_2 , puis de O_2 .

b)

Calcule la pression totale finale et les fractions molaires.

c)

Calcule les quantités de matière $n(\text{N}_2)$ et $n(\text{O}_2)$.

d)

Vérifie la cohérence : $\chi_i = n_i/n_{\text{tot}}$ redonne-t-il les fractions de b) ?

Exo 6 combustion du méthane et gaz brûlés

On brûle $n(\text{CH}_4) = 0.10 \text{ mol}$ avec $n(\text{O}_2) = 0.30 \text{ mol}$ selon $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ (réaction totale). Les gaz brûlés sont maintenus à $T = 400 \text{ K}$ (l'eau reste vapeur) sous $p_{\text{tot}} = 2.0 \text{ atm}$.

a)

Dresse le bilan de matière : quels gaz restent, en quelles quantités ?

b)

Calcule les fractions molaires et les pressions partielles des gaz brûlés.

c)

On refroidit à 25°C : la vapeur d'eau se condense (on la retire). Donne la composition du gaz sec restant.

d)

À V et T constants, de quel facteur la pression totale a-t-elle été réduite par le séchage ?

Exo 7 composition d'un mélange à partir de sa masse volumique

Un mélange de N_2 ($M = 28$) et de CO_2 ($M = 44$) a une masse volumique $\rho = 1.46 \text{ g/L}$ sous $p = 1.0 \text{ atm}$ à $T = 300 \text{ K}$ ($R = 0,082$).

a)

Montre que $M_{\text{moy}} = \frac{\rho RT}{p}$ et calcule sa valeur.

b)

En posant $\chi(\text{N}_2) = x$, détermine la composition du mélange.

c)

Calcule les pressions partielles des deux gaz.

Exo 8

l'air alvéolaire des poumons

Dans les alvéoles pulmonaires (37 degreeCelsius), l'air est saturé en vapeur d'eau : $p(\text{H}_2\text{O}) = 47 \text{ mmHg}$, sous une pression totale $p_{\text{tot}} = 760 \text{ mmHg}$. La composition du gaz sec alvéolaire est, en volume : 14 % de O_2 , 5,6 % de CO_2 et le reste de N_2 .

a)

Calcule la pression totale des gaz secs (sans la vapeur d'eau).

b)

Calcule les pressions partielles $p(\text{O}_2)$ et $p(\text{CO}_2)$ en mmHg.

c)

Dans l'air inspiré (sec) on a $p(\text{O}_2) \approx 150 \text{ mmHg}$: commente la différence avec l'air alvéolaire.

Exo 9

préparer un mélange dans un rapport donné

Pour la synthèse de l'ammoniac, on prépare un mélange N_2/H_2 dans le rapport molaire $n(\text{N}_2) : n(\text{H}_2) = 1 : 3$.

a)

Calcule les fractions molaires $\chi(\text{N}_2)$ et $\chi(\text{H}_2)$.

b)

Sous $p_{\text{tot}} = 8.0 \text{ atm}$, calcule les pressions partielles.

c)

On souhaite disposer de $p(\text{N}_2) = 1.5 \text{ atm}$ (même composition) : à quelle pression totale faut-il travailler ?

Exo 10

chute de pression dans un réacteur d'ammoniac

Dans un réacteur rigide (volume et température constants), on part de $n(\text{N}_2) = 1.0 \text{ mol}$ et $n(\text{H}_2) = 3.0 \text{ mol}$, sous une pression totale initiale $p_i = 4.0 \text{ atm}$. La réaction $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$ se produit ; à l'arrêt, 40 % du N_2 initial a réagi.

a)

Dresse le bilan de matière (moles de chaque espèce à l'état final).

b)

Calcule la quantité de matière totale finale n_{tot} .

c)

Comme V et T sont constants, déduis la pression totale finale p_f .

d)

Calcule les pressions partielles finales des trois gaz et vérifie leur somme.

Exo 11 remplir un récipient de trois manières

Un récipient rigide *vide* de $V = 5.0 \text{ L}$ est maintenu à $T = 300 \text{ K}$ ($R = 0,082$). On y introduit successivement, sans changer V ni T :

a)

$n(\text{N}_2) = 0.10 \text{ mol}$ de diazote ;

b)

2.4 g de dioxygène O_2 ($M = 32$) ;

c)

un volume 1.0 L de CO_2 pris sous 2.0 atm à la même température.

- 1 Calcule les quantités de matière des trois gaz.
- 2 Calcule la pression partielle de chacun dans le récipient.
- 3 Calcule la pression totale et les fractions molaires.

Exo 12 masses égales, moles très différentes

Un mélange contient 8.0 g d'He ($M = 4$) et 8.0 g de O_2 ($M = 32$), sous $p_{\text{tot}} = 1.0 \text{ atm}$.

a)

Calcule les quantités de matière et les fractions molaires.

b)

Calcule les fractions massiques.

c)

Calcule les pressions partielles $p(\text{He})$ et $p(\text{O}_2)$.

d)

Les masses sont égales : pourquoi l'He « domine-t-il » nettement la pression ?

Exo 13 analyser un mélange CO / CO₂

Un mélange de monoxyde de carbone CO ($M = 28$) et de dioxyde de carbone CO_2 ($M = 44$) contient en tout $n_{\text{tot}} = 0.50 \text{ mol}$ pour une masse totale $m = 16.0 \text{ g}$.

a)

Écris le système d'équations vérifié par $n(\text{CO})$ et $n(\text{CO}_2)$.

b)

Résous-le et donne les fractions molaires.

c)

Le mélange occupe $V = 10.0 \text{ L}$ à $T = 300 \text{ K}$ ($R = 0,082$) : calcule la pression totale et les pressions partielles.

Exo 14 un gaz médical : protoxyde d'azote et dioxygène

Le mélange analgésique $\text{N}_2\text{O}/\text{O}_2$ utilisé en médecine contient 50 % de protoxyde d'azote N_2O ($M = 44$) et 50 % de dioxygène O_2 ($M = 32$) *en volume*. Il est délivré sous $p_{\text{tot}} = 1.0 \text{ atm}$ à $T = 300 \text{ K}$ ($R = 0,082$) ; $M_{\text{air}} = 28,8$).

a)

Calcule les pressions partielles $p(\text{N}_2\text{O})$ et $p(\text{O}_2)$.

b)

Calcule la masse molaire moyenne M_{moy} du mélange.

c)

Calcule la densité d du mélange par rapport à l'air.

d)

Calcule la masse d'un litre de ce mélange (masse volumique $\rho = pM_{\text{moy}}/RT$).



DEUXIÈME PARTIE

Corrigés

Chaque exercice repris pas à pas, niveau par niveau.
Compare ta démarche, pas seulement ton résultat.





Une seconde – avant d'ouvrir le corrigé...



Si ce carnet t'aide, rends-nous la pareille : parle de simulationconcours.be à quelqu'un qui prépare le concours. C'est comme ça qu'on peut continuer.

Ce qu'on a préparé pour toi

- ✓ Ce carnet en interactif, avec correction en un clic
- ✓ Les cours complets, chapitre par chapitre – gratuits
- ✓ 3100 QCM type concours, corrigés et expliqués
- ✓ Des fiches de révision à imprimer

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles – chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse – puis reviens vérifier tes réponses

Les corrigés

FACILE 14 exercices

Exo 1 pression totale = somme des partielles

On additionne (ou on soustrait) les pressions partielles.

a)

$$p_{\text{tot}} = 0,3 + 0,5 = 0.8 \text{ atm.}$$

b)

$$p_B = p_{\text{tot}} - p_A = 2,0 - 1,2 = 0.8 \text{ atm.}$$

c)

$$p_{\text{tot}} = 0,2 + 0,3 + 0,5 = 1.0 \text{ atm.}$$

Exo 2 fraction molaire

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} \text{ avec } n_{\text{tot}} = n_A + n_B.$$

a)

$$n_{\text{tot}} = 5 : \chi_A = \frac{2}{5} = 0,40, \chi_B = \frac{3}{5} = 0,60.$$

b)

$$\chi_A = \frac{0,25}{1,0} = 0,25.$$

c)

$$\chi_A + \chi_B = 0,40 + 0,60 = 1.$$

Exo 3 pression partielle à partir de la fraction molaire

$$p_A = \chi_A \times p_{\text{tot}}.$$

a)

$$p_A = 0,4 \times 2,0 = 0.8 \text{ atm.}$$

b)

$$p(\text{O}_2) = 0,20 \times 1,0 = 0.20 \text{ atm.}$$

c)

$$p_B = 0,75 \times 4,0 = 3.0 \text{ atm.}$$

Exo 4 fraction volumique = fraction molaire

Pour des gaz parfaits, la fraction volumique est la fraction molaire.

a)

$$\chi(\text{O}_2) = 0,20.$$

b)

$$\chi(\text{N}_2) = 0,80.$$

c)

$$p(\text{N}_2) = \chi(\text{N}_2) \times p_{\text{tot}} = 0,80 \times 1,0 = 0.80 \text{ atm.}$$

Exo 5 somme et complément des pressions partielles

a)

$$p_{\text{tot}} = 0,40 + 0,25 + 0,15 = 0.80 \text{ atm.}$$

b)

$$p(\text{O}_2) = p_{\text{tot}} - p(\text{N}_2) - p(\text{CO}_2) = 2,0 - 1,30 - 0,50 = 0.20 \text{ atm.}$$

c)

$$\text{Nouvelle pression totale} = 0,80 + 0,20 = 1.00 \text{ atm.}$$

Exo 6 la somme des fractions molaires vaut 1

a)

$$\chi_C = 1 - \chi_A - \chi_B = 1 - 0,50 - 0,35 = 0,15.$$

b)

$$\chi(\text{O}_2) = 1 - 0,79 = 0,21.$$

c)

$$\text{Équimolaire} \Rightarrow \chi = \frac{1}{2} = 0,50 \text{ pour chacun.}$$

Exo 7 fractions molaires à partir des pressions partielles

a)

$$p_{\text{tot}} = 0,60 + 0,15 + 0,25 = 1.00 \text{ atm.}$$

b)

$$\chi(\text{N}_2) = \frac{0,60}{1,00} = 0,60.$$

c)

$$\chi(\text{O}_2) = \frac{0,15}{1,00} = 0,15 ; \chi(\text{CO}_2) = \frac{0,25}{1,00} = 0,25.$$

Exo 8 bouteille d'air comprimé

$$p_i = \chi_i p_{\text{tot}}.$$

a)

$$p(\text{O}_2) = 0,21 \times 5,0 = 1,05 \text{ atm.}$$

b)

$$p(\text{N}_2) = 0,79 \times 5,0 = 3,95 \text{ atm.}$$

c)

$$1,05 + 3,95 = 5,0 \text{ atm} = p_{\text{tot}}.$$

Exo 9 le rapport des pressions partielles

a)

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{3,0}{1,0} = 3.$$

b)

À même T et V , $p \propto n$ donc $\frac{p(\text{H}_2)}{p(\text{O}_2)} = 3.$

c)

$$p(\text{H}_2) = 3 \times p(\text{O}_2) = 3 \times 0,25 = 0,75 \text{ atm.}$$

Exo 10 le dioxyde de carbone de l'air expiré

Fraction volumique = fraction molaire, donc $p_i = \chi_i p_{\text{tot}}.$

a)

$$p(\text{CO}_2) = 0,04 \times 1,0 = 0,04 \text{ atm.}$$

b)

$$p(\text{O}_2) = 0,16 \times 1,0 = 0,16 \text{ atm.}$$

c)

Elle a **diminué** : de 0,21 à 0,16 atm, car l'organisme a consommé une partie du dioxygène.

Exo 11 la pression partielle, c'est la pression « seul »

$$p_i = \frac{n_i RT}{V} \text{ avec } \frac{RT}{V} = \frac{0,082 \times 300}{5,0} = 4,92 \text{ (atm par mole).}$$

a)

$$p(\text{N}_2) = 0,20 \times 4,92 = 0,98 \text{ atm.}$$

b)

$$p(\text{O}_2) = 0,10 \times 4,92 = 0,49 \text{ atm.}$$

c)

$$p_{\text{tot}} = 0,98 + 0,49 = 1,48 \text{ atm.}$$

Exo 12 retrancher la vapeur d'eau

$$p_{\text{gaz sec}} = p_{\text{tot}} - p(\text{H}_2\text{O}).$$

a)

$$p_{\text{gaz sec}} = 1,00 - 0,03 = 0,97 \text{ atm.}$$

b)

$$p_{\text{gaz sec}} = 740 - 20 = 720 \text{ mmHg.}$$

c)

Elle la **diminue** : une part de la pression mesurée revient à la vapeur d'eau, il reste moins pour le gaz sec.

Exo 13 mélanger des pressions dans la même unité

a)

$$p(\text{O}_2) = \frac{380}{760} = 0,50 \text{ atm.}$$

b)

$$p_{\text{tot}} = 0,50 + 0,50 = 1,00 \text{ atm.}$$

c)

$$p_{\text{tot}} = 1,00 \times 760 = 760 \text{ mmHg.}$$

Exo 14 fraction molaire, pas massique

a)

$$n_{\text{tot}} = 4,0 : \chi(\text{He}) = \chi(\text{Ar}) = \frac{2,0}{4,0} = 0,50.$$

b)

$$p(\text{He}) = p(\text{Ar}) = 0,50 \times 2,0 = 1,0 \text{ atm.}$$

c)

Non : la pression partielle dépend du nombre de *moles*, pas de la masse. Il y a autant de moles d'**He** que d'**Ar**, donc des pressions partielles *égales*.

MOYEN 14 exercices

Exo 1 du nombre de moles aux pressions partielles

On calcule n_{tot} , p_{tot} , les χ_i , puis les p_i .

a)

$$n_{\text{tot}} = 0,40 + 0,10 = 0,50 \text{ mol.}$$

b)

$$p_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}}RT}{V} = \frac{0,50 \times 0,082 \times 300}{5,0} = \frac{12,3}{5,0} = 2,46 \text{ atm.}$$

c)

$$\chi(\text{N}_2) = \frac{0,40}{0,50} = 0,80 ; \chi(\text{O}_2) = \frac{0,10}{0,50} = 0,20.$$

d)

$$p(\text{N}_2) = 0,80 \times 2,46 = 1,97 \text{ atm} ; p(\text{O}_2) = 0,20 \times 2,46 = 0,49 \text{ atm. Somme} = 1,97 + 0,49 = 2,46 \text{ atm} = p_{\text{tot}}.$$

Exo 2 des pressions partielles à la composition

$$p_{\text{tot}} = \sum p_i, \text{ puis } \chi_i = p_i / p_{\text{tot}}.$$

a)

$$p_{\text{tot}} = 0,60 + 1,80 = 2,40 \text{ atm.}$$

b)

$$\chi(\text{H}_2) = \frac{0,60}{2,40} = 0,25.$$

c)

$$\chi(\text{N}_2) = \frac{1,80}{2,40} = 0,75.$$

d)

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{N}_2)} = \frac{\chi(\text{H}_2)}{\chi(\text{N}_2)} = \frac{0,25}{0,75} = \frac{1}{3}.$$

Exo 3 dioxygène de l'air en altitude

$$p(\text{O}_2) = \chi(\text{O}_2) \times p_{\text{atm}} \text{ avec } \chi(\text{O}_2) = 0,20.$$

a)

$$p(\text{O}_2) = 0,20 \times 1,0 = 0,20 \text{ atm.}$$

b)

$$p(\text{O}_2) = 0,20 \times 0,50 = 0,10 \text{ atm.}$$

c)

En altitude, la pression partielle de O_2 chute (de 0,20 à 0,10 atm) : chaque inspiration apporte moins de dioxygène, d'où la difficulté à respirer.

Exo 4 mélange préparé à partir de masses

On convertit les masses en moles, puis on applique Dalton.

a)

$$n(\text{N}_2) = \frac{2,8}{28} = 0,10 \text{ mol} ; n(\text{O}_2) = \frac{3,2}{32} = 0,10 \text{ mol.}$$

b)

$$n_{\text{tot}} = 0,20 : \chi(\text{N}_2) = \chi(\text{O}_2) = \frac{0,10}{0,20} = 0,50.$$

c)

$$p(\text{N}_2) = 0,50 \times 2,0 = 1,0 \text{ atm} ; p(\text{O}_2) = 0,50 \times 2,0 = 1,0 \text{ atm}.$$

Exo 5 masse molaire moyenne d'un mélange

$$n_{\text{tot}} = 0,20 + 0,30 + 0,50 = 1,0 \text{ mol}.$$

a)

$$\chi(\text{N}_2) = 0,20 ; \chi(\text{O}_2) = 0,30 ; \chi(\text{CO}_2) = 0,50.$$

b)

$$M_{\text{moy}} = 0,20 \times 28 + 0,30 \times 32 + 0,50 \times 44 = 5,6 + 9,6 + 22 = 37,2 \text{ g/mol}.$$

c)

$$m_{\text{tot}} = 5,6 + 9,6 + 22 = 37,2 \text{ g} ; m_{\text{tot}}/n_{\text{tot}} = 37,2/1,0 = 37,2 \text{ g/mol} = M_{\text{moy}}.$$

Exo 6 deux récipients que l'on relie

Chaque gaz se détend dans tout le volume 3,0 L ; à T constante, $pV = \text{cste}$.

a)

$$p(\text{N}_2) = \frac{p_1 V_1}{V} = \frac{1,5 \times 2,0}{3,0} = 1,0 \text{ atm}.$$

b)

$$p(\text{O}_2) = \frac{p_2 V_2}{V} = \frac{3,0 \times 1,0}{3,0} = 1,0 \text{ atm}.$$

c)

$$p_{\text{tot}} = 1,0 + 1,0 = 2,0 \text{ atm} ; \chi(\text{N}_2) = \chi(\text{O}_2) = 0,50.$$

Exo 7 un gaz combustible

Fraction volumique = fraction molaire, donc $p_i = \chi_i p_{\text{tot}}$.

a)

$$p(\text{CH}_4) = 0,60 \times 2,0 = 1,20 \text{ atm} ; p(\text{H}_2) = 0,30 \times 2,0 = 0,60 \text{ atm} ; p(\text{CO}_2) = 0,10 \times 2,0 = 0,20 \text{ atm}.$$

b)

$$n_{\text{tot}} = \frac{p_{\text{tot}} V}{RT} = \frac{2,0 \times 10,0}{0,082 \times 300} = \frac{20}{24,6} = 0,81 \text{ mol}.$$

c)

$$n(\text{CH}_4) = \chi(\text{CH}_4) n_{\text{tot}} = 0,60 \times 0,81 = 0,49 \text{ mol}.$$

Exo 8 injecter un gaz à volume constant

a)

$$p(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2)RT}{V} = \frac{0,10 \times 0,082 \times 300}{4,0} = \frac{2,46}{4,0} = 0,615 \text{ atm.}$$

b)

$$p_{\text{tot}} = p(\text{N}_2) + p(\text{O}_2) = 0,60 + 0,615 = 1,215 \text{ atm.}$$

c)

$$\chi(\text{O}_2) = \frac{p(\text{O}_2)}{p_{\text{tot}}} = \frac{0,615}{1,215} = 0,51.$$

Exo 9 fraction massique contre fraction molaire

a)

$$n(\text{He}) = \frac{2,0}{4} = 0,50 ; n(\text{Ar}) = \frac{20,0}{40} = 0,50 ; \chi(\text{He}) = \chi(\text{Ar}) = 0,50.$$

b)

$$m_{\text{tot}} = 2,0 + 20,0 = 22,0 \text{ g} ; w(\text{He}) = \frac{2,0}{22,0} = 0,091 ; w(\text{Ar}) = \frac{20,0}{22,0} = 0,909.$$

c)

On utilise la fraction **molaire** : $p(\text{He}) = p(\text{Ar}) = 0,50 \times 2,0 = 1,0 \text{ atm}$. Malgré des fractions massiques très différentes, les pressions partielles sont *égales*.

Exo 10 composition après une réaction totale

a)

Cl_2 est limitant ($0,20 < 0,30$) : il consomme $0,20$ de H_2 et forme $0,40$ de HCl . Restent $\text{HCl} = 0,40$ et $\text{H}_2 = 0,10$; $n_{\text{tot}} = 0,50 \text{ mol}$.

b)

$$\chi(\text{HCl}) = \frac{0,40}{0,50} = 0,80 ; \chi(\text{H}_2) = \frac{0,10}{0,50} = 0,20.$$

c)

$$p_{\text{tot}} = \frac{0,50 \times 0,082 \times 300}{10,0} = 1,23 \text{ atm} ; p(\text{HCl}) = 0,80 \times 1,23 = 0,984 \text{ atm} ; p(\text{H}_2) = 0,20 \times 1,23 = 0,246 \text{ atm.}$$

Exo 11 remonter au volume du récipient

a)

$$V = \frac{n(\text{N}_2)RT}{p(\text{N}_2)} = \frac{0,20 \times 0,082 \times 300}{0,80} = \frac{4,92}{0,80} = 6,15 \text{ L.}$$

b)

$$p(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2)RT}{V} = \frac{0,05 \times 0,082 \times 300}{6,15} = \frac{1,23}{6,15} = 0,20 \text{ atm.}$$

c)

$$p_{\text{tot}} = 0,80 + 0,20 = 1,0 \text{ atm} ; \chi(\text{O}_2) = \frac{0,20}{1,0} = 0,20.$$

Exo 12 composition à partir de la masse molaire moyenne

a)

$$M_{\text{moy}} = 28x + 32(1 - x) = 32 - 4x.$$

b)

$$32 - 4x = 29,6 \Rightarrow 4x = 2,4 \Rightarrow x = 0,60 : \chi(\text{N}_2) = 0,60, \chi(\text{O}_2) = 0,40.$$

c)

$$p(\text{N}_2) = 0,60 \times 1,0 = 0,60 \text{ atm} ; p(\text{O}_2) = 0,40 \times 1,0 = 0,40 \text{ atm}.$$

Exo 13 nitrox et pression partielle de dioxygène

a)

$$p(\text{O}_2) = 0,32 \times 4,0 = 1,28 \text{ atm}.$$

b)

$$p(\text{N}_2) = 0,68 \times 4,0 = 2,72 \text{ atm}.$$

c)

1,28 < 1,4 : oui, le plongeur reste **en dessous** de la limite de sécurité.

Exo 14 enrichir un mélange en dioxygène

a)

$$n_{\text{tot}} = 0,50 : p_{\text{tot}} = \frac{0,50 \times 0,082 \times 300}{5,0} = 2,46 \text{ atm} ; \chi(\text{O}_2) = \frac{0,10}{0,50} = 0,20.$$

b)

$$n'_{\text{tot}} = 0,60 : p'_{\text{tot}} = \frac{0,60 \times 0,082 \times 300}{5,0} = 2,95 \text{ atm}.$$

c)

$$\chi(\text{O}_2)' = \frac{0,20}{0,60} = 0,33 ; p(\text{O}_2)' = 0,33 \times 2,95 = 0,98 \text{ atm}.$$

DIFFICILE 14 exercices

Exo 1 récipient scellé : pressions et volumes

$$n_{\text{tot}} = 0,40 + 0,10 = 0,50 \text{ mol}.$$

a)

$$\chi(\text{N}_2) = \frac{0,40}{0,50} = 0,80 ; \chi(\text{O}_2) = \frac{0,10}{0,50} = 0,20.$$

b)

$$p_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}}RT}{V} = \frac{0,50 \times 0,082 \times 298}{12,2} = \frac{12,218}{12,2} \approx 1,0 \text{ atm.}$$

c)

$$p(\text{N}_2) = 0,80 \times 1,0 = 0,80 \text{ atm} ; p(\text{O}_2) = 0,20 \times 1,0 = 0,20 \text{ atm.}$$

d)

Même volume : chaque gaz occupe la *totalité* du récipient (12.2 L), un gaz remplit tout l'espace disponible. En revanche leurs **pressions partielles diffèrent** ($p(\text{N}_2) = 4 \times p(\text{O}_2)$), car il y a quatre fois plus de moles de N_2 .

Exo 2 mélange de trois gaz préparé par pesée

On convertit les masses en moles ($n = m/M$).

a)

$$n(\text{N}_2) = \frac{1,4}{28} = 0,05 ; n(\text{O}_2) = \frac{1,6}{32} = 0,05 ; n(\text{CO}_2) = \frac{4,4}{44} = 0,10 ; n_{\text{tot}} = 0,20 \text{ mol.}$$

b)

$$p_{\text{tot}} = \frac{0,20 \times 0,082 \times 300}{10,0} = \frac{4,92}{10,0} = 0,492 \text{ atm.}$$

c)

$$\chi(\text{N}_2) = \chi(\text{O}_2) = \frac{0,05}{0,20} = 0,25 ; \chi(\text{CO}_2) = \frac{0,10}{0,20} = 0,50.$$

d)

$$p(\text{N}_2) = p(\text{O}_2) = 0,25 \times 0,492 = 0,123 \text{ atm} ; p(\text{CO}_2) = 0,50 \times 0,492 = 0,246 \text{ atm.}$$

Somme = $0,123 + 0,123 + 0,246 = 0,492 \text{ atm} = p_{\text{tot}}$.

Exo 3 dihydrogène recueilli sur l'eau

La pression mesurée est la somme (Dalton) : $p_{\text{tot}} = p(\text{H}_2) + p(\text{H}_2\text{O})$.

a)

$$p(\text{H}_2) = p_{\text{tot}} - p(\text{H}_2\text{O}) = 760 - 24 = 736 \text{ mmHg.}$$

b)

$$p(\text{H}_2) = \frac{736}{760} = 0,968 \text{ atm.}$$

c)

$$n(\text{H}_2) = \frac{p(\text{H}_2)V}{RT} = \frac{0,968 \times 0,50}{0,082 \times 298} = \frac{0,484}{24,44} \approx 0,020 \text{ mol.}$$

Exo 4 composition de l'air et pressions partielles

a)

À p et T fixés, la loi d'Avogadro donne $V \propto n$: le volume qu'occuperait chaque gaz seul est proportionnel à sa quantité de matière. La proportion *en volume* est donc égale à la proportion *en moles*, c'est-à-dire la fraction molaire.

b)

$$\chi(\text{N}_2) = 0,78; \chi(\text{O}_2) = 0,21; \chi(\text{Ar}) = 0,01.$$

c)

$$p(\text{N}_2) = 0,78 \times 1,0 = 0,78 \text{ atm}; p(\text{O}_2) = 0,21 \text{ atm}; p(\text{Ar}) = 0,01 \text{ atm. Somme} = 0,78 + 0,21 + 0,01 = 1,0 \text{ atm.}$$

Exo 5 deux ballons reliés par un robinet

Chaque gaz se détend dans $V = 5,0 \text{ L}$; à T constante $pV = \text{cste}$.

a)

$$p(\text{N}_2) = \frac{p_1 V_1}{V} = \frac{4,0 \times 2,0}{5,0} = 1,6 \text{ atm}; p(\text{O}_2) = \frac{p_2 V_2}{V} = \frac{1,0 \times 3,0}{5,0} = 0,60 \text{ atm.}$$

b)

$$p_{\text{tot}} = 1,6 + 0,60 = 2,2 \text{ atm}; \chi(\text{N}_2) = \frac{1,6}{2,2} = 0,73, \chi(\text{O}_2) = \frac{0,60}{2,2} = 0,27.$$

c)

$$n(\text{N}_2) = \frac{p_1 V_1}{RT} = \frac{4,0 \times 2,0}{0,082 \times 300} = \frac{8,0}{24,6} = 0,325 \text{ mol}; n(\text{O}_2) = \frac{1,0 \times 3,0}{24,6} = 0,122 \text{ mol.}$$

d)

$$n_{\text{tot}} = 0,447; \chi(\text{N}_2) = \frac{0,325}{0,447} = 0,73, \text{ cohérent avec b).}$$

Exo 6 combustion du méthane et gaz brûlés

a)

CH_4 (0,10) réagit avec O_2 (0,20 consommés) $\rightarrow \text{CO}_2$ (0,10) + H_2O (0,20). Il reste $\text{O}_2 = 0,30 - 0,20 = 0,10$. Gaz brûlés : CO_2 0,10, H_2O 0,20, O_2 0,10; $n_{\text{tot}} = 0,40 \text{ mol}$.

b)

$$\chi(\text{CO}_2) = 0,25, \chi(\text{H}_2\text{O}) = 0,50, \chi(\text{O}_2) = 0,25; p(\text{CO}_2) = 0,50 \text{ atm}, p(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ atm}, p(\text{O}_2) = 0,50 \text{ atm.}$$

c)

Après condensation de l'eau : CO_2 0,10 et O_2 0,10, soit $\chi(\text{CO}_2) = \chi(\text{O}_2) = 0,50$.

d)

V et T constants $\Rightarrow p \propto n$: n passe de 0,40 à 0,20, la pression est **divisée par 2**.

Exo 7 composition d'un mélange à partir de sa masse volumique

a)

Pour n moles, $m = nM_{\text{moy}}$ et $pV = nRT$, donc $\rho = \frac{m}{V} = \frac{pM_{\text{moy}}}{RT}$, d'où $M_{\text{moy}} = \frac{\rho RT}{p} = \frac{1,46 \times 0,082 \times 300}{1,0} \approx 36 \text{ g/mol}$.

b)

$$28x + 44(1 - x) = 36 \Rightarrow 44 - 16x = 36 \Rightarrow x = 0,50 : \chi(\text{N}_2) = \chi(\text{CO}_2) = 0,50.$$

c)

$$p(\text{N}_2) = p(\text{CO}_2) = 0,50 \times 1,0 = 0.50 \text{ atm}.$$

Exo 8 l'air alvéolaire des poumons

a)

$$p_{\text{gaz secs}} = p_{\text{tot}} - p(\text{H}_2\text{O}) = 760 - 47 = 713 \text{ mmHg}.$$

b)

$$p(\text{O}_2) = 0,14 \times 713 \approx 100 \text{ mmHg} ; p(\text{CO}_2) = 0,056 \times 713 \approx 40 \text{ mmHg}.$$

c)

L'air alvéolaire est plus pauvre en O_2 (100 contre 150 mmHg) : le dioxygène est prélevé par le sang, tandis que la vapeur d'eau (47) et le CO_2 rejeté « diluent » les gaz.

Exo 9 préparer un mélange dans un rapport donné

a)

$$\text{Sur } 1 + 3 = 4 \text{ parts : } \chi(\text{N}_2) = \frac{1}{4} = 0,25, \chi(\text{H}_2) = \frac{3}{4} = 0,75.$$

b)

$$p(\text{N}_2) = 0,25 \times 8,0 = 2.0 \text{ atm} ; p(\text{H}_2) = 0,75 \times 8,0 = 6.0 \text{ atm}.$$

c)

$$p_{\text{tot}} = \frac{p(\text{N}_2)}{\chi(\text{N}_2)} = \frac{1,5}{0,25} = 6.0 \text{ atm}.$$

Exo 10 chute de pression dans un réacteur d'ammoniac

40 % de 1.0 mol de N_2 réagit, soit un avancement $\xi = 0.40 \text{ mol}$.

a)

$$\text{N}_2 : 1,0 - 0,40 = 0,60 ; \text{H}_2 : 3,0 - 3 \times 0,40 = 1,80 ; \text{NH}_3 : 2 \times 0,40 = 0,80.$$

b)

$$n_{\text{tot}} = 0,60 + 1,80 + 0,80 = 3.20 \text{ mol}.$$

c)

$$V, T \text{ constants} \Rightarrow p_f = p_i \times \frac{n_{\text{tot}}}{n_i} = 4,0 \times \frac{3,20}{4,0} = 3.20 \text{ atm.}$$

d)

$$p(\text{N}_2) = \frac{0,60}{3,20} \times 3,20 = 0.60 \text{ atm}; p(\text{H}_2) = 1.80 \text{ atm}; p(\text{NH}_3) = 0.80 \text{ atm. Somme} = 0,60 + 1,80 + 0,80 = 3.20 \text{ atm} = p_f.$$

Exo 11 remplir un récipient de trois manières

a)

$$n(\text{N}_2) = 0,10; n(\text{O}_2) = \frac{2,4}{32} = 0,075; n(\text{CO}_2) = \frac{p'V'}{RT} = \frac{2,0 \times 1,0}{24,6} = 0,081.$$

b)

$$p_i = \frac{n_i RT}{V} \text{ avec } \frac{RT}{V} = \frac{24,6}{5,0} = 4,92; p(\text{N}_2) = 0.49 \text{ atm}, p(\text{O}_2) = 0.37 \text{ atm}, p(\text{CO}_2) = 0.40 \text{ atm.}$$

c)

$$p_{\text{tot}} = 0,49 + 0,37 + 0,40 = 1.26 \text{ atm}; \chi(\text{N}_2) = 0,39, \chi(\text{O}_2) = 0,29, \chi(\text{CO}_2) = 0,32.$$

Exo 12 masses égales, moles très différentes

a)

$$n(\text{He}) = \frac{8,0}{4} = 2,0; n(\text{O}_2) = \frac{8,0}{32} = 0,25; n_{\text{tot}} = 2,25; \chi(\text{He}) = \frac{2,0}{2,25} = 0,89, \chi(\text{O}_2) = \frac{0,25}{2,25} = 0,11.$$

b)

$$w(\text{He}) = w(\text{O}_2) = \frac{8,0}{16,0} = 0,50.$$

c)

$$p(\text{He}) = 0,89 \times 1,0 = 0.89 \text{ atm}; p(\text{O}_2) = 0,11 \times 1,0 = 0.11 \text{ atm.}$$

d)

À masse égale, l'He (léger) fournit *huit fois plus de moles* que le O₂. Or la pression ne dépend que des moles : l'He domine donc la pression, bien que les masses soient identiques.

Exo 13 analyser un mélange CO / CO₂

a)

Avec $x = n(\text{CO})$ et $y = n(\text{CO}_2)$:

$$x+y=0,50$$

$$28x+44y=16,0$$

b)

$$28x + 44(0,50 - x) = 16,0 \Rightarrow 22 - 16x = 16,0 \Rightarrow x = 0,375; n(\text{CO}) = 0,375, n(\text{CO}_2) = 0,125; \chi(\text{CO}) = 0,75, \chi(\text{CO}_2) = 0,25.$$

c)

$$p_{\text{tot}} = \frac{0,50 \times 0,082 \times 300}{10,0} = 1,23 \text{ atm} ; p(\text{CO}) = 0,75 \times 1,23 = 0,92 \text{ atm}, p(\text{CO}_2) = 0,25 \times 1,23 = 0,31 \text{ atm}.$$

Exo 14 un gaz médical : protoxyde d'azote et dioxygène

a)

$$p(\text{N}_2\text{O}) = p(\text{O}_2) = 0,50 \times 1,0 = 0,50 \text{ atm}.$$

b)

$$M_{\text{moy}} = 0,50 \times 44 + 0,50 \times 32 = 38 \text{ g/mol}.$$

c)

$$d = \frac{M_{\text{moy}}}{M_{\text{air}}} = \frac{38}{28,8} = 1,32.$$

d)

$$\rho = \frac{pM_{\text{moy}}}{RT} = \frac{1,0 \times 38}{0,082 \times 300} = \frac{38}{24,6} = 1,55 \text{ g/L} : \text{un litre pèse } \approx 1,55 \text{ g}.$$



Tous les exos cochés ? Passe au niveau réel.

+

Ce carnet est un extrait de notre bibliothèque d'entraînement — la suite se joue en ligne.

Sur simulationconcours.be

- ✓ Le même carnet en interactif, avec correction en un clic
- ✓ Les autres mécaniques de la fiche, niveau par niveau
- ✓ 3100 QCM type concours, corrigés et expliqués
- ✓ Les cours complets — gratuits — et les fiches de révision

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles — chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse — les cours complets sont gratuits