

CORRIGE PSAD4.3

1. Transformation chimique entre le bicarbonate de sodium dans l'acide chlorhydrique :

On prend une seringue afin d'extraire du gaz que l'on envoie dans un tube à essai avec de l'eau de chaud qui se trouble en présence le dioxyde de carbone.

Q2. Calculer la masse molaire moléculaire M de l'hydrogénocarbonate de sodium (NaHCO₃).

$$M_{\text{NaHCO}_3} = M_{\text{Na}} + M_{\text{H}} + M_{\text{C}} + 3M_{\text{O}} \text{ donc } M_{\text{NaHCO}_3} = 23,0 + 1,00 + 12,0 + 3 \times 16,0$$

$$\text{donc } M_{\text{NaHCO}_3} = 84,0 \text{ g. mol}^{-1}$$

Q3. Calculer la quantité de matière n de l'hydrogénocarbonate de sodium introduite dans l'erlenmeyer.

$$M = \frac{m}{n} \text{ donc } n = \frac{m}{M} \quad \text{AN: } n_{\text{NaHCO}_3} = \frac{0,800}{84,0} \text{ donc } n_{\text{NaHCO}_3} = 9,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Q4. Ecrire l'équation de la réaction dans le tableau ci-dessous, en n'oubliant pas de l'équilibrer. Et compléter le tableau d'avancement algébriquement (avec les lettres).

		REACTIFS		PRODUITS						
Nom		Hydrogénocarbonate de sodium	+	Acide chlorhydrique en solution aqueuse	→	Dioxyde de carbone	+	Eau	+	Chlorure de sodium en solution aqueuse
Formule		NaHCO _(s)	+	(H ₃ O ⁺ _(aq) + Cl ⁻ _(aq))	→	CO _{2(g)}	+	2 H ₂ O _(l)	+	(Na ⁺ _(aq) + Cl ⁻ _(aq))
Equation finale		NaHCO _(s)	+	H ₃ O ⁺ _(aq)	→	CO _{2(g)}	+	2 H ₂ O _(l)	+	Na ⁺ _(aq)
Etat initiale	X = 0	9,52 · 10 ⁻³		9,52 · 10 ⁻³		0		0		0
Etat intermédiaire	x	9,52 · 10 ⁻³ - x		9,52 · 10 ⁻³ - x		x		2x		x
Etat final	X = X _{max}	9,52 · 10 ⁻³ - X _{max}		9,52 · 10 ⁻³ - X _{max}		X _{max}		2 X _{max}		X _{max}

Rq : Il n'y a plus de réactifs à la fin de la réaction donc il n'y a pas de réactif limitant et il y a donc autant de quantité de matière d'acide chlorhydrique de réagit que d'hydrogénocarbonate de sodium car leur coefficient stœchiométrique sont tous les deux égaux à 1.

Q5. Calculer la quantité de matière de gaz formé en utilisant Q4.

Pour 1 mole d'Hydrogénocarbonate introduite, on aurait 1 mole de dioxyde de carbone formé donc pour n_{NaHCO₃} introduite, on aurait n_{NaHCO₃} mole de dioxyde de carbone formé donc n_{CO₂} = 9,52 · 10⁻³ mol.

Q6. Calculer le volume molaire V_m, c'est-à-dire le volume de gaz en litre pour 1 mole de ce gaz.

Pour V _{CO₂} = 263 mL = 0,263 L	→	on a n _{CO₂} = 0,00952 mol
on a V _m = $\frac{0,263 \times 1}{0,00952}$	←	donc pour 1 mole

donc V_m = 27,6 L · mol⁻¹
(pour 25°C)

Q7. Calculer la masse de dioxyde de carbone formé.

$$M = \frac{m}{n} \text{ donc } m = M \times n \quad \text{AN : } M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2M_{\text{O}} \text{ donc } M_{\text{CO}_2} = 44,0 \text{ g. mol}^{-1} \text{ et } m = 44,0 \times 0,00952 \text{ donc } m_{\text{CO}_2} = 4,19 \text{ g}$$

Q8. Calculer le volume d'eau formé. Attention, en regardant l'équation de la réaction, nous constatons que si nous introduisons, 1 mole d'Hydrogénocarbonate, nous aurions 2 moles d'eau formée.

Pour 1 mole d'Hydrogénocarbonate introduite, on aurait 2 moles de d'eau formée donc pour n_{NaHCO₃} introduite, on aurait 2n_{NaHCO₃} mole d'eau formée donc n_{H₂O} = 0,00952 × 2 soit n_{H₂O} = 0,0190 mol. De plus on a : M = $\frac{m}{n}$ donc m = M × n

$$\text{AN : } M_{\text{H}_2\text{O}} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{O}} \text{ donc } M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0 \text{ g. mol}^{-1} \text{ et } m = 18,0 \times 0,0190 \text{ donc } m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,342 \text{ g} \text{ et } \rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg. L}^{-1} = 1 \text{ g. cm}^{-3} = 1 \text{ g. mL}^{-1} \text{ avec } \rho = \frac{m}{V} \text{ donc } V_{\text{eau}} = \frac{m}{\rho} \quad \text{AN : } V_{\text{eau}} = \frac{0,342}{1} \text{ donc } V_{\text{eau}} = 3,42 \cdot 10^{-1} \text{ mL}$$

2. Comparaison des volumes occupés par une mole :

2.1. Tableau comparatif :

Il s'agit de comparer les volumes d'une mole de différentes espèces chimiques solides, liquides ou gazeuses.

Formule de l'espèce chimique	Etat physique « CNTP » **	Volume molaire V _m * (L · mol ⁻¹)	Masse molaire (g · mol ⁻¹)	Masse volumique (g · mL ⁻¹)
H ₂	gaz	$V_m = \frac{M}{\rho} = \frac{2,00}{8,93 \cdot 10^{-5} \times 10^3} \text{ donc } V_m = 22,4$	2,00	8,93 · 10 ⁻⁵
CH ₄	gaz	22,4	16,0	7,14 · 10 ⁻⁴
Cl ₂	gaz	22,1	70,0	3,17 · 10 ⁻³
C ₂ H ₆ O (éthanol)	liquide	0,0586	46,0	0,785
Fe	solide	0,00711	55,8	7,85
NaCl	solide	0,0260	58,5	2,25

2.2. Conclusion :

Le volume molaire d'un gaz et seulement d'un gaz est identique à tous les gaz.

C'est à peu près 22,4 L · mol⁻¹ pour une pression voisine de 1 bar (1013 hPa) et une température de 0°C.

* pour une pression voisine de 1 bar (1013 hPa) et une température de 0°C.

** CNTP = Condition Normale de Pression et de Température

3. Loi d'Avogadro-Ampère : volume molaire d'un gaz :

Q9. Quelle définition peut-on donner du volume molaire d'un gaz ? **C'est le volume occupé par une mole d'un gaz.**

Q10. De quoi dépend le volume molaire d'un gaz ? **Cela dépend de la pression et de la température.**

Q11. Quelle est l'unité internationale du volume molaire d'un gaz ? **L'unité est le $L \cdot mol^{-1}$.**

Q12. Quels sont les volumes d'une mole de dichlore gazeux $Cl_2(g)$ et d'une mole de dihydrogène gazeux $H_2(g)$ à la température de $20^\circ C$ et sous la pression de 1013 hPa ? **$V = 24 L$**

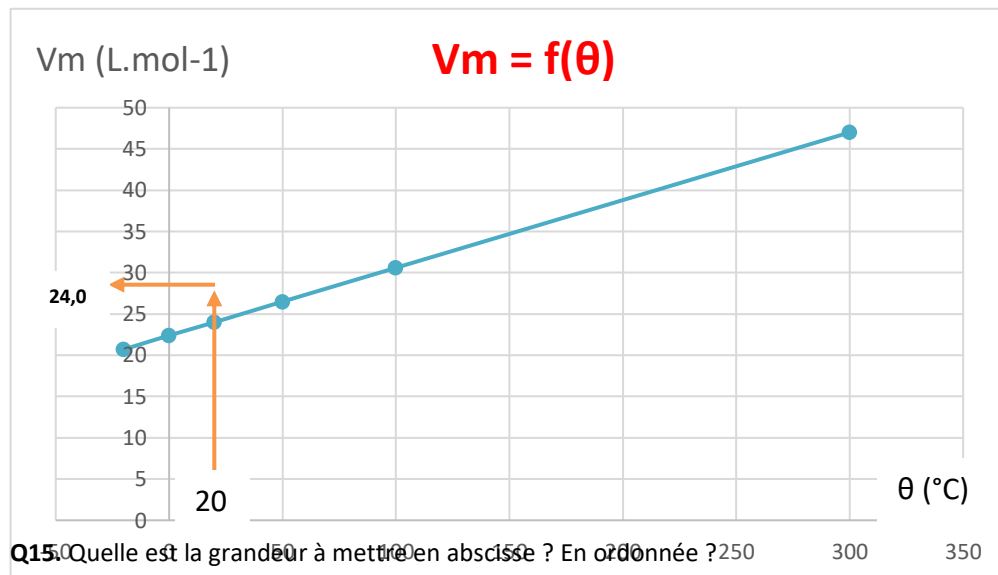
Q13. Le résultat de la question 12 serait-il vrai si la pression était de 20 000 hPa, en supposant que sous cette pression le dichlore et le dihydrogène sont encore à l'état gazeux ?

Non, puisque ce n'est pas aux conditions de pression normale.

4. Variations du volume molaire avec la température :

$V_m (L \cdot mol^{-1})$	20,7	22,4	?	26,5	30,6	47,0
Température θ en $^\circ C$	-20	0	20	50	100	300

E14. Tracer sur feuille de papier millimétrée, le graphe $V_m = f(\theta)$



Q15. Quelle est la grandeur à mettre en abscisse ? En ordonnée ?

En abscisse on a la température et en ordonnée, le volume molaire.

Q16. Les points sont-ils alignés ? **Les points sont alignés.**

E17. Relier les points et en déduire grâce au graphe, le volume molaire à $\theta = 20^\circ C$.

Pour $\theta = 20^\circ C$, on trouve $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$

Q18. A pression donnée, comment varie le volume molaire d'un gaz si l'on diminue la température ?

A pression donnée, le volume molaire diminue si l'on diminue la température.

Q19. Compléter : A $20^\circ C$ et sous une pression voisine de 1,0 bar (1013hPa), donc dans les CNTP, le volume molaire $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$ pour tous les gaz

5. Quantités de matière et volume d'un gaz :

La loi d'Avogadro-Ampère sous-entend que le volume V d'un gaz quelconque dans des conditions données de température et de pression est proportionnel à la quantité de matière n contenue dans ce gaz. En tenant compte de cela, établir, en exprimant une « règle de trois », la relation entre n et V .

- Si V désigne le volume occupé par un gaz et n la quantité de matière, alors $V_m = \frac{V}{n}$
 n en mol. V en L V_m en $L \cdot mol^{-1}$
- En transformant la formule, on obtient des formules équivalentes:

Le volume V d'un gaz quelconque et la quantité de matière n contenue dans ce gaz sont liés par l'une des deux relations :

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \text{ou} \quad V = n \times V_m$$

où V et le volume molaire V_m du gaz sont mesurés dans les mêmes conditions de pression et de température.

6. Conséquences: propriétés des gaz :

- On observe sur une photo 3 flacons de 1L remplis respectivement (sous pression normale) (recherche sur Internet) avec du dichlore Cl_2 , du dioxyde d'azote NO_2 , et enfin du dioxygène O_2 .
- Représenter ces flacons et noter les couleurs des gaz.
Le dichlore est jaune-vert, le monoxyde d'azote est brun et le dioxygène est transparent.
- Déterminer le nombre de molécules présentes dans chaque flacon.
Chaque flacon a un volume de 1L, donc grâce au V_m nous avons $1/24 = 0,042$ moles de chaque gaz dans chaque flacon, ce qui fait $N = n \times N_A$ soit $N = 0,042 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ donc $N = 2,53 \cdot 10^{22}$ molécules de chaque gaz dans chaque flacon.

7. Exercices d'applications :

Dans les trois exercices d'application qui suivent, les données à utiliser sont à chercher dans le livre, dans l'activité ou sur les fiches d'activités antérieures.

EXERCICE 1 :

Deux flacons de 700 mL contiennent respectivement du dioxygène et du dichlore à l'état gazeux, sous pression atmosphérique de 1013 hPa et à 20°C.

1. Calculer la quantité de matière contenue dans chacun de ces deux flacons.

$$V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1} \text{ et on a } n_{\text{O}_2} = n_{\text{Cl}_2} = n = \frac{V}{V_m} \text{ (car même volume } V) \quad \text{AN : } n = \frac{0,700}{24,0} \text{ soit } n = 2,92 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

2. Calculer le nombre de molécules de dioxygène et de dichlore dans chacun des deux flacons. Justifier.

$$N_{\text{O}_2} = N_{\text{Cl}_2} = N = n \times N_A \text{ (car même nombre de mole)} \quad \text{AN : } N = 2,92 \cdot 10^{-2} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ donc } N = 1,76 \cdot 10^{22} \text{ molécules de chaque gaz dans chaque flacon.}$$

3. Calculer les masses de dioxygène et de dichlore correspondantes.

$$M = \frac{m}{n} \text{ donc } m = M \times n \text{ avec } M(\text{O}_2) = 2 \times 16 = 32,0 \text{ g.mol}^{-1} \text{ et } M(\text{Cl}_2) = 2 \times 35,5 = 70,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$m(\text{O}_2) = 2,92 \cdot 10^{-2} \times 32,0 \text{ soit } m(\text{O}_2) = 0,934 \text{ g et } m(\text{Cl}_2) = 2,92 \cdot 10^{-2} \times 70,0 \text{ soit } m(\text{Cl}_2) = 2,04 \text{ g}$$

EXERCICE 2 :

Un flacon A contient une masse $m(A) = 2,84 \text{ g}$ de dichlore. Dans les mêmes conditions de température et de pression, un flacon B identique au flacon A contient une masse $m(B) = 2,26 \text{ g}$ d'un gaz inconnu.

1. Calculer la quantité de dichlore contenu dans le flacon A.

$$M = \frac{m}{n} \text{ donc } n = \frac{m}{M} \quad \text{AN : } n(A) = \frac{2,84}{70,0} \text{ soit } n(A) = 0,041 \text{ mole}$$

2. En déduire la quantité de gaz inconnu contenu dans le flacon B (justifier brièvement), puis sa masse molaire.

$$V(A) = V(B) \text{ donc } n(A) = n(B) = n \text{ donc } M(B) = \frac{m(B)}{n} \quad \text{AN : } M(B) = \frac{2,26}{0,041} \text{ soit } M(B) = 55,1 \text{ g.mol}^{-1}$$

3. Ce gaz peut-il être du dioxyde de soufre (SO_2), du dioxyde de carbone, du diazote, du dioxygène ? Justifier la réponse.

$$M(\text{SO}_2) = M(S) + 2 \times M(O) = 32,0 + 2 \times 16,0 = 64,0 \text{ g.mol}^{-1} \text{ donc ce gaz peut être du dioxyde de soufre.}$$

4. Sachant que le flacon A a pour volume 1,0 L, calculer le volume molaire d'un gaz dans les conditions de température et de pression de l'expérience.

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \text{AN : } V_m = \frac{1,0}{0,041} \text{ soit } V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$$

EXERCICE 3 :

La combustion complète d'un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de gaz propane de formule chimique C_3H_8 dans un volume $V_2 = 60,0 \text{ mL}$ de dioxygène conduit à la formation de $30,0 \text{ mL}$ de dioxyde de carbone et $40,0 \text{ mL}$ d'eau, dans les conditions expérimentales où $T = 20^\circ\text{C}$ et $P = 1 \text{ bar}$, le volume molaire $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$.

1. Identifier les réactifs et les produits.

Réactifs : propane et dioxygène Produits : Dioxyde de carbone et eau

2. Ecrire l'équation de la réaction chimique.



3. Déterminer les quantités de matière en réactifs.

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{V_1}{V_m} \quad \text{AN : } n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{0,0100}{24,0} \text{ soit } n(\text{C}_3\text{H}_8) = 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{V_2}{V_m} \quad \text{AN : } n(\text{O}_2) = \frac{0,0600}{24,0} \text{ soit } n(\text{O}_2) = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

4. Déterminer le tableau d'avancement de cette réaction chimique.

		REACTIFS		→	PRODUITS	
Equation		$\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$	+	$5\text{O}_{2(g)}$	+	$3\text{CO}_{2(g)}$ + $2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Etat initiale	$X = 0$	$4,17 \cdot 10^{-4}$		$2,50 \cdot 10^{-3}$		0 0
Etat intermédiaire	x	$4,17 \cdot 10^{-4} - x$		$2,50 \cdot 10^{-3} - 5x$		$3x$ $2x$
Etat final (lettres)	$X = X_{\text{max}}$	$4,17 \cdot 10^{-4} - X_{\text{max}}$		$2,50 \cdot 10^{-3} - 5X_{\text{max}}$		$3X_{\text{max}}$ $2X_{\text{max}}$
Etat final (chiffres)	$4,17 \cdot 10^{-4}$	0		$4,15 \cdot 10^{-4}$		$1,25 \cdot 10^{-3}$ $8,34 \cdot 10^{-4}$

5. Déterminer le réactif limitant.

Cas 1 : propane limitant alors $4,17 \cdot 10^{-4} - X_{\text{max}1} = 0$ donc $X_{\text{max}1} = 4,17 \cdot 10^{-4}$ moles

Cas 2 : dioxygène limitant alors $2,50 \cdot 10^{-3} - 5X_{\text{max}2} = 0$ donc $X_{\text{max}2} = 2,50 \cdot 10^{-3} / 5 = 5,00 \cdot 10^{-4}$ moles comme $X_{\text{max}1} < X_{\text{max}2}$ alors le propane est le réactif limitant et $X_{\text{max}} = 4,17 \cdot 10^{-4}$ moles.

6. Déterminer la quantité de matière des produits

Cf. dernière ligne du tableau.