

Armélinda Agnello • Bernard Leyh • Brigitte Nihant
Loïc Quinton • Céline Xhrouet

CHIMIE 1350 CM³ D'EXERCICES CORRIGÉS POUR LA LICENCE 1

DUNOD

Conception de la couverture : Clément Pinçon (WIP)
Illustrations : Rachid Maraï

© Dunod, 2026
11, rue Paul Bert, 92240 Malakoff
www.dunod.com
ISBN 978-2-10-089712-4

● Table des matières

Chapitre 1	Atomes, molécules et concepts quantitatifs fondamentaux	1
1.	Rappels théoriques	1
1.1	Structure de l'atome, isotopes et ions	1
1.2	Le tableau périodique des éléments (TPE)	2
1.3	Masse des atomes et des molécules ; unité de masse atomique	3
1.4	Mole, nombre d'Avogadro, masse molaire	3
1.5	Écrire et pondérer une équation chimique	4
2.	Exercices de base	5
3.	Exercices pour s'entraîner	16
Chapitre 2	Réactions fondamentales et nomenclature en chimie inorganique	21
1.	Rappels théoriques	21
1.1	L'électronégativité	21
1.2	Le nombre d'oxydation	21
1.3	La classification des éléments	22
1.4	Réactions fondamentales et fonctions en chimie inorganique	23
1.5	La nomenclature en chimie inorganique	26
2.	Exercices de base	29
3.	Exercices pour s'entraîner	35
4.	Exercices plus élaborés	38
Chapitre 3	La structure électronique des atomes	41
1.	Rappels théoriques	41
1.1	La dualité onde-corpuscule	41
1.2	L'effet photoélectrique	41
1.3	L'équation de Schrödinger	41
1.4	Les orbitales atomiques et les nombres quantiques	42
1.5	L'atome d'hydrogène et les ions hydrogénoïdes	43

1.6	Les atomes polyélectroniques. Ordre énergétique des orbitales et configurations électroniques	44
1.7	Structure électronique et tableau périodique	45
2.	Exercices de base	46
3.	Exercices pour s'entraîner	53
4.	Exercices plus élaborés	58
Chapitre 4	La liaison chimique : concepts fondamentaux	61
1.	Rappels théoriques	61
1.1	L'origine physique de la liaison chimique	61
1.2	Le modèle des orbitales moléculaires	62
1.3	Électronégativité et polarisation des liaisons covalentes	67
1.4	La théorie de la liaison de valence	68
2.	Exercices de base	71
3.	Exercices pour s'entraîner	83
4.	Exercices plus élaborés	88
Chapitre 5	Géométrie et polarité des molécules polyatomiques	93
1.	Rappels théoriques	93
1.1	La méthode VSEPR	93
1.2	Théorie des orbitales moléculaires, théorie de la liaison de valence et orbitales hybrides	95
1.3	Géométrie moléculaire et moment dipolaire	98
2.	Exercices de base	99
3.	Exercices pour s'entraîner	109
4.	Exercices plus élaborés	114
Chapitre 6	Les états de la matière	119
1.	Rappels théoriques	119
1.1	Les trois états de la matière	119
1.2	Changements d'états et forces intermoléculaires	120
1.3	Pression et lois des gaz	120

1.4	Mélange de gaz parfaits et loi de Dalton	121
1.5	Transition de phases et tension de vapeur	122
1.6	Diagramme de phase	122
1.7	Solutions et solubilité	123
1.8	Propriétés colligatives des solutions	124
2.	Exercices de base	126
3.	Exercices pour s'entraîner	136
4.	Exercices plus élaborés	140
Chapitre 7	Stœchiométrie des réactions complètes	147
1.	Rappels théoriques	147
1.1	La loi de conservation de la matière – Loi de Lavoisier	147
1.2	Réactif en excès, réactif limitant et calcul du rendement η d'une réaction	148
1.3	Fraction massique et fraction molaire	148
1.4	Les réactions en solution	149
1.5	Méthode du tableau d'avancement pour la résolution de problèmes stœchiométriques	150
2.	Exercices de base	152
3.	Exercices pour s'entraîner	159
4.	Exercices plus élaborés	165
Chapitre 8	Cinétique chimique	171
1.	Rappels théoriques	171
1.1	Définition de la vitesse de réaction	171
1.2	Les lois de vitesse	172
1.3	Les lois de vitesse intégrées	173
1.4	Théorie des collisions et état de transition	174
1.5	Influence de la température sur la vitesse d'une réaction	174
1.6	Mécanismes réactionnels	175
1.7	Influence d'un catalyseur	176
2.	Exercices de base	176
3.	Exercices pour s'entraîner	184
4.	Exercices plus élaborés	194

Chapitre 9	Thermodynamique chimique	201
1.	Rappels théoriques	201
1.1	Définitions	201
1.2	Premier principe de la thermodynamique	202
1.3	Second et troisième principes de la thermodynamique	206
1.4	L'enthalpie libre : le critère de spontanéité	207
2.	Exercices de base	209
3.	Exercices pour s'entraîner	219
4.	Exercices plus élaborés	225
Chapitre 10	Les équilibres chimiques : nature et déplacement	229
1.	Rappels théoriques	229
1.1	Réactions complètes et incomplètes	229
1.2	Caractère dynamique de l'équilibre chimique	230
1.3	Comment prédire si une réaction sera complète ou limitée à un équilibre ?	230
1.4	Déplacement d'un équilibre : principe de Le Chatelier	231
2.	Exercices de base	233
3.	Exercices pour s'entraîner	239
Chapitre 11	Les équilibres chimiques : constante d'équilibre	245
1.	Rappels théoriques	245
1.1	Enthalpie libre de réaction et équilibre chimique	245
1.2	Constante d'équilibre exprimée par rapport aux concentrations	247
1.3	Constante d'équilibre dans le cas des systèmes gazeux	247
1.4	Quotient réactionnel Q_c ou Q_p	248
1.5	Constante d'équilibre et principe de Le Chatelier	249
2.	Exercices de base	249
3.	Exercices pour s'entraîner	256
4.	Exercices plus élaborés	262

Chapitre 12	Les équilibres acide-base	273
1.	Rappels théoriques	273
1.1	Définitions des acides et des bases	273
1.2	Les réactions acide-base : aspects quantitatifs	275
1.3	Calcul du pH des solutions aqueuses d'acide et de base	279
2.	Exercices de base	280
3.	Exercices pour s'entraîner	291
4.	Exercices plus élaborés	300
Chapitre 13	Les titrages acide-base	305
1.	Rappels théoriques	305
1.1	Généralités	305
1.2	Méthodes de détermination du point équivalent	307
1.3	Les types de titrages	309
2.	Exercices de base	315
3.	Exercices pour s'entraîner	324
4.	Exercices plus élaborés	329
Chapitre 14	Les équilibres de précipitation et de complexation	335
1.	Rappels théoriques	335
1.1	Produit de solubilité et solubilité	335
1.2	Quotient de solubilité Q_{ps} – prédiction de réaction de précipitation	336
1.3	Facteurs influençant la solubilité	337
1.4	Augmentation de la solubilité suite à la formation d'ions complexes	337
2.	Exercices de base	337
3.	Exercices pour s'entraîner	347
4.	Exercices plus élaborés	358

Chapitre 15	Réactions d'oxydo-réduction	363
1.	Rappels théoriques	363
1.1	Oxydation et réduction	363
1.2	Couple rédox, oxydant et réducteur	364
1.3	Influence du pH et pondération d'une réaction rédox	364
2.	Exercices de base	366
3.	Exercices pour s'entraîner	373
4.	Exercices plus élaborés	378
Chapitre 16	L'électrochimie	383
1.	Rappels théoriques	383
1.1	Les piles	383
1.2	Potentiel standard de réduction et pouvoir oxydant	384
1.3	Classement des couples rédox et sens spontané des réactions d'oxydo-réduction	385
1.4	Potentiel standard, travail électrique et constante d'équilibre	386
1.5	Équation de Nernst	387
2.	Exercices de base	388
3.	Exercices pour s'entraîner	396
4.	Exercices plus élaborés	403
Chapitre 17	Les molécules en chimie organique	409
1.	Rappels théoriques	409
1.1	Qu'est-ce que la chimie organique ?	409
1.2	Représentation des molécules organiques	409
1.3	Les composés hydrocarbonés	410
1.4	Les composés oxygénés et azotés	412
1.5	Les composés halogénés	413
1.6	Nomenclature de base en chimie organique	414
2.	Exercices de base	419
3.	Exercices pour s'entraîner	426
4.	Exercices plus élaborés	430

Chapitre 18	Structures des molécules organiques	435
1.	Rappels théoriques	435
1.1	Géométrie moléculaire et représentation graphique	435
1.2	Isomérisie et stéréoisomérisie	436
1.3	Schéma récapitulatif	443
2.	Exercices de base	443
3.	Exercices pour s'entraîner	451
4.	Exercices plus élaborés	455
Chapitre 19	Les grands types de réactions en chimie organique	459
1.	Rappels théoriques	459
1.1	Les principaux types de réactions en chimie organique	459
1.2	Les effets électroniques	459
1.3	Les intermédiaires de réactions	461
1.4	Identification des sites électrophiles et nucléophiles	462
1.5	Les réactions d'addition	463
1.6	Les réactions de substitution	464
1.7	Les réactions d'élimination	466
1.8	Les réactions de réarrangement	469
2.	Exercices de base	469
3.	Exercices pour s'entraîner	477
4.	Exercices plus élaborés	481
Annexes		487
1.	Enthalpies, entropies et enthalpies libres	487
1.1	Enthalpies standard de formation $\Delta_f H^0$ de différents composés	487
1.2	Enthalpies standard de liaison ΔH_l^0 de différents composés	487
1.3	Entropies molaires standard S_m^0 de différents composés	488
1.4	Enthalpies libres standard de formation $\Delta_f G^0$ de différents composés	489
2.	Constantes d'acidité	489

Table des matières

3. Indicateurs colorés	491
4. Produits de solubilité K_{ps}	492
5. Potentiels standard de réduction	493
6. Tableau périodique des éléments	494
7. Constantes fondamentales	495
8. Relations entre les unités	495
9. Préfixes SI	496
Index	497

Atomes, molécules et concepts quantitatifs fondamentaux

1 Rappels théoriques

1.1 Structure de l'atome, isotopes et ions

a) Constitution de l'atome

L'atome est constitué :

- d'un noyau très dense chargé positivement ;
- d'électrons chargés négativement ; les électrons sont désignés par le symbole e^- ; chaque électron porte une charge égale à $-e$, avec $e = \text{charge élémentaire} = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$

Le rayon du noyau est 100000 fois plus petit que celui de l'atome.

Le noyau contient :

- Z protons chargés positivement et représentés par le symbole p^+ ; chaque proton porte une charge égale à $+e$;
- N neutrons électriquement neutres et symbolisés par n^0 .

Ces particules sont appelées nucléons. Les propriétés des particules constitutives de l'atome sont reprises dans le tableau suivant :

Particule	Symbole	Masse (kg)	Charge (C)
Proton	p^+	$1,672\,621\,923\,69 \times 10^{-27}$	$1,602\,176\,634 \times 10^{-19}$
Neutron	n^0	$1,674\,927\,498\,04 \times 10^{-27}$	0
Électron	e^-	$9,109\,383\,7015 \times 10^{-31}$	$-1,602\,176\,634 \times 10^{-19}$

Z est appelé **numéro** ou **nombre atomique** et est caractéristique de l'élément.

Le **nombre de masse** A est la somme de Z et de N : $A = Z + N$

Dans un atome électriquement neutre, le nombre d'électrons doit aussi être égal à Z .

b) Isotopes

Deux **isotopes** d'un même élément possèdent des nombres identiques de protons mais des nombres différents de neutrons. Par exemple, pour l'élément carbone ($Z = 6$), il existe deux isotopes stables pour lesquels $N = 6$ et $N = 7$ ($A = 12$ et $A = 13$). L'isotope de carbone pour lequel $A = 14$ est radioactif.

1.3 Masse des atomes et des molécules ; unité de masse atomique

Les masses des atomes et des molécules exprimées en kg sont extrêmement petites.

Exemples : $m_{12\text{C}} = 1,9926467 \times 10^{-26} \text{ kg}$

$$m_{12\text{C}16\text{O}_2} = 7,3046825 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

a) Définition de l'unité de masse atomique (u)

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m_{12\text{C}} = 1,660538921(73) \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Par conséquent : $m_{12\text{C}} = 12 \text{ u}$ exactement.

$$\text{Autre exemple : } m_{16\text{O}} = \frac{2,6560179 \times 10^{-26}}{1,660538921 \times 10^{-27}} = 15,994915 \text{ u.}$$

La masse d'une molécule est simplement la somme des masses de ses atomes :

masse moléculaire = somme des masses atomiques

b) Isotopes et masse atomique pondérée

La masse d'un élément correspondant à un mélange naturel d'isotopes est la moyenne des masses des isotopes, pondérées par leurs abondances relatives. C'est la valeur indiquée dans le TPE.

Exemple : composition du carbone : 98,93 % (^{12}C) ; 1,07 % (^{13}C).

$$m_{\text{C}} = \frac{98,93}{100} \times 12 + \frac{1,07}{100} \times 13,003355 = 12,010736 \text{ u} = 12,01 \text{ u.}$$

1.4 Mole, nombre d'Avogadro, masse molaire

a) La mole

Pour dénombrer de manière pratique les quantités de matière intervenant dans les réactions chimiques, les chimistes ont défini une unité qui correspond à un nombre précis d'atomes, de molécules ou d'ions : la **mole**, dont le symbole est mol.

La mole est l'unité de quantité de matière du système international d'unités (SI). **Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires.** Ce nombre, appelé « nombre d'Avogadro », correspond à la valeur numérique de la constante d'Avogadro, N_{A} , exprimée en mol^{-1} : $N_{\text{A}} = 6,02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Dans les exercices, nous arrondirons toutefois N_{A} à $6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

La quantité de matière exprimée en mol est notée n .

b) Nombre de particules N

La relation entre le nombre de particules N et la quantité de matière n est donnée par :

$$N = n N_A$$

c) Masse molaire M

La **masse molaire** d'une substance est la **masse d'une mole de cette substance**. Elle est notée M et s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Sa valeur numérique est la même que celle de la masse atomique ou moléculaire correspondante.

Exemple : $M_C = 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La quantité de matière n , la masse m et la masse molaire M sont reliées par la relation :

$$n = \frac{m}{M}$$

En résumé :

N	$\xleftarrow{\times N_A (\text{mol}^{-1})}$	$n (\text{mol})$	$\xrightarrow{\times M (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$	$m (\text{g})$
nombre d'entités	$\xrightarrow{\div N_A (\text{mol}^{-1})}$	quantité de matière	$\xleftarrow{\div M (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$	masse

d) Volume molaire d'un gaz V_m

Dans les conditions normales de température (0°C ; $273,15 \text{ K}$) et de pression (101325 Pa ; $1,01325 \text{ bar}$; 1 atm) le volume d'une mole de gaz est égal à :

$$V_m = 22,41 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 22,41 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

1.5 Écrire et pondérer une équation chimique

Au cours d'une réaction chimique, des **réactifs** subissent une transformation pour former des **produits**. Le nombre d'atomes de chaque élément impliqué dans une telle transformation chimique est conservé. D'autre part, l'électroneutralité impose que le nombre total de charges électriques soit également identique au niveau des réactifs et des produits.

En pratique, la réaction chimique est donc décrite par une **équation chimique dite pondérée** (ou équilibrée), dans laquelle les proportions des réactifs (écrits à gauche de la flèche de réaction) et des produits (écrits à droite de la flèche de réaction) sont indiquées par des coefficients appelés **coefficients stœchiométriques** placés devant les formules chimiques.

Considérons la réaction de synthèse de l'eau comme exemple :



On a donc bien conservé le nombre d'atomes pour les éléments hydrogène et oxygène intervenant dans cette réaction chimique :



2 Exercices de base

Exercice 1

- Le nombre atomique de l'élément uranium est égal à 92. Déterminez le nombre de protons, d'électrons et de neutrons pour les différents isotopes $^{234}_{92}\text{U}$, $^{235}_{92}\text{U}$ et $^{238}_{92}\text{U}$.

Solution

Le nombre atomique Z de l'uranium étant égal à 92, le nombre de protons p^+ et d'électrons e^- pour les trois isotopes est égal à 92.

Pour l'isotope $^{234}_{92}\text{U}$, le nombre de neutrons N s'obtient à partir du nombre de masse $A = 234$ et du nombre atomique $Z = 92$:

$$N = A - Z = 234 - 92 = 142$$

De même pour $^{235}_{92}\text{U}$: $N = A - Z = 235 - 92 = 143$

Pour l'isotope $^{238}_{92}\text{U}$: $N = A - Z = 238 - 92 = 146$

Exercice 2

- Complétez le tableau suivant pour les atomes neutres de certains isotopes en vous aidant du tableau périodique des éléments :

	a)	b)	c)	d)
Symbole complet de l'isotope	$^{56}_{26}\text{Fe}$			
Nombre de protons p^+		38	82	
Nombre de neutrons n^0		50		30
Nombre d'électrons e^-				24
Nombre de masse A			208	

Solution

- a) Pour le fer $Z = 26$: il possède donc 26 p^+ et 26 e^- .
Comme $A = 56$, $N = 56 - 26 = 30$: il possède donc 30 neutrons n^0 .
- b) Le nombre de p^+ vaut 38. Le nombre d'électrons est donc aussi égal à 38 et $Z = 38$ correspond à l'élément strontium.
 $A = Z + N = 38 + 50 = 88$. Il s'agit de l'isotope 88 du strontium $^{88}_{38}\text{Sr}$.
- c) Le nombre de p^+ vaut 82. Le nombre d'électrons est donc aussi égal à 82.
 $Z = 82$ correspond à l'élément plomb.
 $N = A - Z = 208 - 82 = 126$. Il s'agit de l'isotope 208 du plomb $^{208}_{82}\text{Pb}$.
- d) Le nombre d' e^- étant égal à 24, il en va de même pour le nombre de p^+ .
 $Z = 24$ correspond à l'élément chrome.
 $A = Z + N = 24 + 30 = 54$. Il s'agit de l'isotope 54 du chrome $^{54}_{24}\text{Cr}$.
- En résumé :

	a)	b)	c)	d)
Symbole de l'isotope	$^{56}_{26}\text{Fe}$	$^{88}_{38}\text{Sr}$	$^{208}_{82}\text{Pb}$	$^{54}_{24}\text{Cr}$
Nombre de protons p^+	26	38	82	24
Nombre de neutrons n^0	30	50	126	30
Nombre d'électrons e^-	26	38	82	24
Nombre de masse A	56	88	208	54

Exercice 3

Complétez le tableau suivant en vous aidant du TPE :

	a)	b)	c)	d)
Symbole	$^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$			
Nombre atomique Z		16	10	
Nombre de p^+				25
Charge de l'ion		-2		+2
Nombre d'e^-			10	
Nombre de n^0		16	12	30

Solution

- a) Le symbole complet nous indique qu'il s'agit de l'ion chrome (III) dont la charge est égale à +3. Le nombre atomique de l'élément chrome est égal à 24 et son nombre de protons est donc aussi égal à 24.

Le nombre d'électrons est obtenu en soustrayant 3 de 24 étant donné qu'il y a 3 charges positives en excès.

Le symbole indique un nombre de masse A de 52 :

$N = A - Z = 52 - 24 = 28$. Il y a donc 28 neutrons n^0 .

b) Le nombre atomique de l'élément recherché est 16 : il s'agit de l'élément soufre S qui possède 16 protons p^+ .

La charge de l'ion étant -2 , il faut compter $16 + 2 = 18$ électrons e^- .

Le nombre de neutrons étant égal à 16, on déduit le nombre de masse

$A = 16 + 16 = 32$ et le symbole complet est : ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$.

c) Le nombre atomique de l'élément recherché est 10 : il s'agit de l'élément néon Ne qui possède 10 protons p^+ .

Le nombre d'électrons étant également égal à 10, il s'agit de l'atome neutre de l'élément néon.

Le nombre de neutrons n^0 étant égal à 12, on déduit le nombre de masse

$A = 10 + 12 = 22$ et le symbole complet est : ${}^{22}_{10}\text{Ne}$.

d) Le nombre de protons p^+ de l'élément étant égal à 25, nous déduisons le nombre atomique aussi égal à 25.

La donnée relative à la charge de l'ion nous permet de déduire le nombre d'électrons qui dans ce cas est en défaut : $25 - \text{nombre d'électrons} = +2$. Le nombre d'électrons est par conséquent égal à 23.

La somme du nombre de p^+ et du nombre de neutrons n^0 nous donne le nombre de masse A : $A = 25 + 30 = 55$. Le symbole complet pour cet ion est donc : ${}^{55}_{25}\text{Mn}^{2+}$.

En résumé :

Symbole de l'isotope	${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$	${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	${}^{22}_{10}\text{Ne}$	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{2+}$
Nombre atomique Z	24	16	10	25
Nombre de p^+	24	16	10	25
Charge de l'ion	+3	-2	0	+2
Nombre d' e^-	21	18	10	23
Nombre de n^0	28	16	12	30

Exercice 4

- Le deutérium ${}^2_1\text{H}$ est un isotope naturel stable de l'hydrogène. Déterminez le nombre
- total d'électrons, de protons et de neutrons dans une molécule de sulfure d'hydrogène
- deutérée ${}^2_1\text{H}_2 {}^{34}_{16}\text{S}$.

Solution

Pour chacun des atomes de deutérium nous avons 1 proton et 1 électron et pour le soufre nous avons 16 protons et 16 électrons.

Total : 18 protons et 18 électrons.

Nombre total de neutrons :

2 fois 1 pour les atomes de deutérium et $(34 - 16) = 18$ pour le soufre donc 20.

Exercice 5

- Les fruits des marronniers communs (*aesculus hippocastanum*) consistent en capsules vertes dotées de pointes renfermant en général une seule grosse graine brune et luisante, toxique, le marron d'Inde. La chair des marrons contient différentes saponines dont l' α -hédérine constituée de 65,56 % de carbone, 8,88 % d'hydrogène et d'oxygène. La masse molaire de cette substance, qui est également contenue dans les feuilles de lierre, est égale à $751,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- a) Déterminez la formule moléculaire de ce composé.
- b) Calculez le nombre d'atomes d'oxygène présents dans un échantillon d' α -hédérine de masse égale à 30,0 g.

Solution

a) $M_{\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z} = 751,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Calcul de la masse de carbone par mol de α -hédérine : $m_{\text{C}} = 751,07 \text{ g} \times \frac{65,56}{100} = 492,40 \text{ g}$

Nombre de mol de carbone par mol de composé : $n_{\text{C}} = \frac{492,40 \text{ g}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 41,00 \text{ mol}$ et donc $x = 41$

Calcul de la masse d'hydrogène par mol de α -hédérine : $m_{\text{H}} = 751,07 \text{ g} \times \frac{8,88}{100} = 66,70 \text{ g}$

Nombre de mol d'hydrogène par mol de composé : $n_{\text{H}} = \frac{66,70 \text{ g}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 66,0 \text{ mol}$ et donc $y = 66$

La masse d'oxygène vaut : $751,07 - 492,40 - 66,70 = 191,97 \text{ g}$

Nombre de mol d'oxygène par mol de composé : $n_{\text{O}} = \frac{191,97 \text{ g}}{16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 11,998 \text{ mol}$ et donc $z = 12$

La formule moléculaire de l' α -hédérine est donc $\text{C}_{41}\text{H}_{66}\text{O}_{12}$

b) $N_{\text{C}_{41}\text{H}_{66}\text{O}_{12}} = \frac{30,0}{751,07} \times 6,02214 \times 10^{23} = 2,405 \times 10^{22} \text{ molécules}$

$N_{\text{O}} = 12 \times 2,405 \times 10^{22} = 2,89 \times 10^{23} \text{ atomes}$

Exercice 6

Calculez la masse atomique moyenne pour l'élément calcium Ca pour lequel nous connaissons les valeurs des masses atomiques des différents isotopes ainsi que leurs abondances respectives :

Isotope stable	$^{40}_{20}\text{Ca}$	$^{42}_{20}\text{Ca}$	$^{43}_{20}\text{Ca}$	$^{44}_{20}\text{Ca}$	$^{46}_{20}\text{Ca}$	$^{48}_{20}\text{Ca}$ (radioactif)
Masse atomique (u)	39,962591	41,958618	42,958767	43,955481	45,953693	47,952534
Abondance (%)	96,941	0,647	0,135	2,086	0,004	0,187

Solution

Pour obtenir la masse atomique correspondant à l'élément calcium, il faut calculer la moyenne pondérée des masses atomiques des différents isotopes.

$$m_{\text{Ca}} = 39,962591 \times \frac{96,941}{100} + 41,958618 \times \frac{0,647}{100} + 42,958767 \times \frac{0,135}{100} + 43,955481 \times \frac{2,086}{100} + 45,953693 \times \frac{0,004}{100} + 47,952534 \times \frac{0,187}{100}$$

$$m_{\text{Ca}} = 40,078 \text{ u}$$

La valeur ainsi obtenue pour la masse atomique de l'élément calcium est proche de celle de l'isotope le plus abondant $^{40}_{20}\text{Ca}$.

Exercice 7

Complétez le tableau suivant pour les isotopes stables du néon sachant que sa masse atomique moyenne est égale à 20,180046 u.

Isotope stable	$^{20}_{10}\text{Ne}$	$^{21}_{10}\text{Ne}$	$^{22}_{10}\text{Ne}$
Masse atomique (u)	19,992440	20,993847	
Abondance relative (%)	90,48	0,27	

Solution

Pour obtenir l'abondance de l'isotope $^{22}_{10}\text{Ne}$, nous calculons la différence :

$$100 - 90,48 - 0,27 = 9,25 \%$$

Nous savons donc que :

$$20,180046 = 19,992440 \times \frac{90,48}{100} + 20,993847 \times \frac{0,27}{100} + m_{10}^{22}\text{Ne} \times \frac{9,25}{100}$$

À présent, nous pouvons calculer la masse atomique de cet isotope en tenant compte de la masse atomique moyenne de l'élément *Ne* et des masses atomiques des autres isotopes :

$$m_{10}^{22}\text{Ne} = \frac{\left(20,180046 - 19,992440 \times \frac{90,48}{100} - 20,993847 \times \frac{0,27}{100}\right) \times 100}{9,25}$$

$$m_{10}^{22}\text{Ne} = 21,991383 \text{ u} = 21,99 \text{ u}$$

Exercice 8

La bouillie bordelaise est un fongicide préparé à base de chaux éteinte (ou hydroxyde de calcium) de formule $\text{Ca}(\text{OH})_2$ et de sulfate de cuivre pentahydraté de formule $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Ces deux substances sont dissoutes dans un volume donné d'eau. Calculez la masse moléculaire de ces deux composés.



Solution

Dans les exercices de ce type, nous utilisons toujours, sauf mention contraire, les masses atomiques moyennes (fournies dans le TPE) vu que ces composés sont constitués d'un mélange naturel d'isotopes.

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = m_{\text{Ca}} + 2 \times m_{\text{O}} + 2 \times m_{\text{H}} = 40,08 + 2 \times 16,00 + 2 \times 1,01 = 74,10 \text{ u}$$

Pour le calcul de $m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}$, il faut tenir compte du fait que le point dans la formule ne correspond pas à une multiplication, mais au nombre de molécules d'eau présentes par « entité » de CuSO_4 au sein de la structure cristalline de ce solide.

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{Cu}} + m_{\text{S}} + 4 \times m_{\text{O}} + 10 \times m_{\text{H}} + 5 \times m_{\text{O}}$$

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 63,55 + 32,07 + 9 \times 16,00 + 10 \times 1,01 = 249,72 \text{ u}$$

Exercice 9

⋮ Calculez la quantité de matière correspondant à $150,0 \times 10^{24}$ atomes d'or.

Solution

$$n_{\text{Au}} = \frac{N}{N_{\text{A}}} = \frac{150,0 \times 10^{24}}{6,02214 \times 10^{23}} = 249,08 \text{ mol}$$

En tenant compte des chiffres significatifs correspondant à la donnée, nous arrondissons le résultat à 4 chiffres significatifs : $n_{\text{Au}} = 249,1 \text{ mol}$

Exercice 10

⋮ Calculez les masses molaires pour les composés suivants :

⋮ a) Le dichlorodifluorométhane de formule CCl_2F_2 .

⋮ b) La caféine de formule $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$.

Solution

$$\text{a) } M_{\text{CCl}_2\text{F}_2} = M_{\text{C}} + 2 \times M_{\text{Cl}} + 2 \times M_{\text{F}}$$

$$M_{\text{CCl}_2\text{F}_2} = 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \times 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \times 19,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{\text{CCl}_2\text{F}_2} = 120,91 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{b) } M_{\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2} = 8 \times M_{\text{C}} + 10 \times M_{\text{H}} + 4 \times M_{\text{N}} + 2 \times M_{\text{O}}$$

$$M_{\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2} = 8 \times 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 10 \times 1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 4 \times 14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \times 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2} = 194,22 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 11

⋮ Calculez le nombre de molécules de méthane CH_4 correspondant à 4,50 mol ainsi que
 ⋮ le volume occupé par ce gaz dans les conditions normales de température et de pression
 ⋮ (CNTP).

Solution

$$N_{\text{CH}_4} = 4,50 \times N_{\text{A}} = 4,50 \times 6,02214 \times 10^{23} = 2,710 \times 10^{24} \text{ molécules}$$

Tenant compte du nombre de chiffres significatifs de la quantité de matière, nous arrondissons ce nombre de molécules : $N_{\text{CH}_4} = 2,71 \times 10^{24} \text{ molécules CH}_4$.

Le volume occupé par une mole de CH_4 dans les conditions CNTP étant égal à $V_m = 22,41 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, nous aurons pour 4,50 mol :

$$V = 4,50 \times V_m = 4,50 \text{ mol} \times 22,41 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 100,845 \text{ L}$$

Ce qui donne en tenant compte des chiffres significatifs : $V = 101 \text{ L}$

Exercice 12

- ⋮ Quelle quantité de matière est contenue dans un échantillon de carbonate de magnésium
- ⋮ de masse 454,0 g ?

Solution

La formule du carbonate de magnésium est MgCO_3 .

La masse molaire du carbonate de magnésium vaut :

$$M_{\text{MgCO}_3} = 24,31 + 12,01 + 3 \times 16,00 = 84,32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La quantité de matière correspondant à la masse de l'échantillon $m_{\text{MgCO}_3} = 454,0 \text{ g}$ est obtenue en divisant cette masse par la masse molaire du carbonate de magnésium :

$$n_{\text{MgCO}_3} = \frac{m_{\text{MgCO}_3}}{M_{\text{MgCO}_3}} = \frac{454,0 \text{ g}}{84,32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$n_{\text{MgCO}_3} = 5,3843 \text{ mol} = 5,384 \text{ mol}^*$$

Exercice 13

- ⋮ L'émail dentaire correspond à la partie externe
- ⋮ et particulièrement dure de la dent. Il est consti-
- ⋮ tué de 96,0 % de matière minérale, presque
- ⋮ essentiellement d'hydroxyapatite de formule
- ⋮ $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$. La masse moyenne d'une
- ⋮ molaire inférieure étant de 2,1 g et l'émail repré-
- ⋮ sentant 95,0 % de la masse de la dent, calculez
- ⋮ le pourcentage en masse de calcium ainsi que le
- ⋮ nombre d'ions calcium présents dans une molaire
- ⋮ inférieure.



* Pour ne pas alourdir la suite du texte, nous indiquerons à partir d'ici systématiquement les réponses finales arrondies en tenant compte des chiffres significatifs des données de l'énoncé de l'exercice, sans nécessairement le mentionner explicitement. Dans les réponses intermédiaires, nous conserverons un chiffre supplémentaire.

Solution

Masse d'hydroxyapatite pour une molaire inférieure :

$$m_{\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})} = 2,1 \times 0,95 \times 0,96 = 1,92 \text{ g}$$

Masse molaire de l'hydroxyapatite :

$$\begin{aligned} M_{\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})} &= 5 \times M_{\text{Ca}} + 3 \times M_{\text{P}} + 13 \times M_{\text{O}} + M_{\text{H}} \\ &= 502,32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Quantité de matière d'hydroxyapatite correspondante :

$$\begin{aligned} n_{\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})} &= \frac{m_{\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})}}{M_{\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})}} = \frac{1,92 \text{ g}}{502,32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \\ n_{\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})} &= 3,822 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

En tenant compte de l'indice 5 dans la formule nous obtenons :

$$n_{\text{Ca}} = 5 \times n_{\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})} = 5 \times 3,822 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,911 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

La masse de calcium et son pourcentage massique se calculent de la manière suivante :

$$m_{\text{Ca}} = 1,911 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 40,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 7,659 \times 10^{-1} \text{ g}$$

$$\text{Pourcentage massique : } \frac{m_{\text{Ca}}}{m_{\text{totale}} (1 \text{ molaire})} \times 100 = \frac{7,659 \times 10^{-1} \text{ g}}{2,1 \text{ g}} \times 100 = 36 \%$$

Nombre d'ions calcium :

$$N_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{Ca}^{2+}} N_{\text{A}} = 1,911 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,15 \times 10^{22}$$

$$N_{\text{Ca}^{2+}} = 1,2 \times 10^{22}$$

Exercice 14

- Vous disposez d'un échantillon de 29,6 mL d'éthanol de formule $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Il s'agit
- d'un liquide de masse volumique $\rho_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.
- a) Calculez la quantité de matière présente dans cet échantillon ainsi que le nombre de
- molécules d'éthanol.
- b) Combien d'atomes de carbone cet échantillon contient-il ?
- c) Calculez la masse d'une molécule d'éthanol exprimée en kg.

Solution

a) Calcul de la masse de cet échantillon d'éthanol :

$$m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \rho_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \times 29,6 \text{ mL}$$

$$m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 23,35 \text{ g}$$

Calcul de la masse molaire de l'éthanol :

$$M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 2 \times 12,01 + 5 \times 1,01 + 16,00 + 1,01 = 46,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La quantité de matière s'obtient en calculant le rapport de la masse et de la masse molaire :

$$n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}} = \frac{23,35 \text{ g}}{46,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5067 \text{ mol}$$

En arrondissant : $n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,507 \text{ mol}$

Le nombre de molécules d'éthanol s'obtient en multipliant cette quantité de matière par la constante d'Avogadro :

$$N_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} N_A = 0,5067 \text{ mol} \times 6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 3,051 \times 10^{23} \text{ molécules} = 3,05 \times 10^{23} \text{ molécules}$$

b) Comme chaque molécule d'éthanol comporte 2 atomes de carbone, le nombre d'atomes de carbone total de l'échantillon correspond au nombre de molécules de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ multiplié par 2 :

$$N_C = 2 \times N_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 2 \times 3,051 \times 10^{23} = 6,10 \times 10^{23} \text{ atomes}$$

c) Calcul de la masse d'une molécule d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

$$m_{\text{molécule C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{23,35 \text{ g}}{3,051 \times 10^{23}} = 7,653 \times 10^{-23} \text{ g} = 7,65 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

On peut aussi diviser la masse molaire par la constante d'Avogadro pour obtenir la masse d'une molécule d'éthanol :

$$m_{\text{molécule C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{N_A} = \frac{46,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$$

$$m_{\text{molécule C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 7,65 \times 10^{-23} \text{ g} = 7,65 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

On peut aussi calculer cette masse en multipliant la masse moléculaire par $1,660538921(73) \times 10^{-27} \text{ kg}$

$$m_{\text{molécule C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 46,08 \times 1,660538921 \times 10^{-27} = 7,65 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

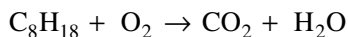
Exercice 15

Écrivez et pondérez les équations chimiques pour les réactions suivantes :

- a) Lors de la combustion de l'octane liquide C_8H_{18} , il se forme du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau également à l'état gazeux.
- b) La nitroglycérine est un composé hautement instable de formule $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ qui peut se décomposer très rapidement en quatre types de gaz : du diazote N_2 , du monoxyde de carbone CO , du dioxygène O_2 et de la vapeur d'eau H_2O .

Solution

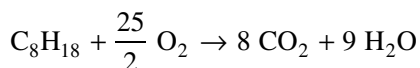
a) Rappelons tout d'abord qu'une réaction de combustion n'est rien d'autre qu'une réaction d'oxydation en présence de dioxygène. On peut donc écrire :



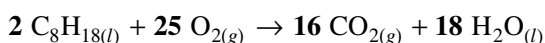
Étant donné que l'octane contient 8 atomes C et 18 atomes H, il faudra former 8 molécules de CO_2 et 9 molécules de H_2O pour respecter la conservation du nombre de ces atomes.

Nous additionnons à présent le nombre d'atomes d'O dans les produits de la réaction :

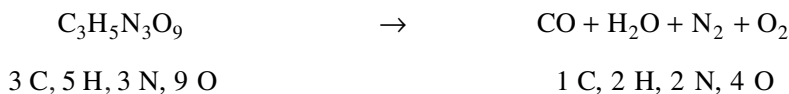
$8 \times 2 + 9 = 25$. Il faudra donc $\frac{25}{2}$ molécules de O_2 , étant donné que chaque molécule de O_2 apporte 2 atomes O. L'équation pondérée est donc la suivante :



On pourra finalement multiplier tous les coefficients par 2 afin d'éviter le coefficient stœchiométrique fractionnaire. Nous indiquons également les états d'agrégation :



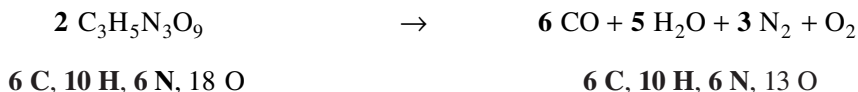
b) Écrivons les formules chimiques pour le réactif et les produits et comptons le nombre d'atomes pour chaque élément :



Concentrons-nous d'abord sur les éléments qui n'interviennent que dans **un** (ici le) réactif et **un seul** produit : le carbone C, l'azote N et l'hydrogène H. Commençons par pondérer N : nous multiplions par trois le nombre de N_2 formé et donc par 2 le réactif $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$:



À présent, pour pondérer les atomes C et H en tenant compte du coefficient 2 que nous avons introduit au niveau du réactif, nous multiplions par 6 le nombre de molécules de CO et par 5 le nombre de molécules de H_2O :



Il reste à pondérer l'oxygène en introduisant le coefficient $\frac{7}{2}$ devant O_2 :

