


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

CHIMIE
1 350 CM3
D'EXERCICES
CORRIGÉS
POUR LA LICENCE 1

Conception de la couverture : Clément Pinçon (WIP)

Illustrations : Rachid Maraï

<p>Le pictogramme qui figure ci-contre mérite une explication. Son objet est d'alerter le lecteur sur la menace que représente pour l'avenir de l'écrit, particulièrement dans le domaine de l'édition technique et universitaire, le développement massif du photocopillage.</p> <p>Le Code de la propriété intellectuelle du 1^{er} juillet 1992 interdit en effet expressément la photocopie à usage collectif sans autorisation des ayants droit. Or, cette pratique s'est généralisée dans les établissements</p>	<p>d'enseignement supérieur, provoquant une baisse brutale des achats de livres et de revues, au point que la possibilité même pour les auteurs de créer des œuvres nouvelles et de les faire éditer correctement est aujourd'hui menacée.</p> <p>Nous rappelons donc que toute reproduction, partielle ou totale, de la présente publication est interdite sans autorisation de l'auteur, de son éditeur ou du Centre français d'exploitation du droit de copie (CFC, 20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris).</p>
	

© Dunod, 2021

11, rue Paul Bert, 92240 Malakoff

www.dunod.com

ISBN 978-2-10-081365-0

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5, 2° et 3° a), d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective » et, d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (art. L. 122-4).

Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles L. 335-2 et suivants du Code de la propriété intellectuelle.

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	20
1.	Rappels théoriques	20
1.1	L'électronégativité	20
1.2	Le nombre d'oxydation	20
1.3	La classification des éléments	21
1.4	Réactions fondamentales et fonctions en chimie inorganique	22
1.5	La nomenclature en chimie inorganique	25
2.	Exercices de base	28
3.	Exercices pour s'entraîner	34
4.	Exercices plus élaborés	37
Chapitre 3	La structure électronique des atomes	40
1.	Rappels théoriques	40
1.1	La dualité onde-corpuscule	40
1.2	L'effet photoélectrique	40
1.3	L'équation de Schrödinger	40
1.4	Les orbitales atomiques et les nombres quantiques	41
1.5	L'atome d'hydrogène et les ions hydrogénoïdes	42

1.6	Les atomes polyélectroniques. Ordre énergétique des orbitales et configurations électroniques	43
1.7	Structure électronique et tableau périodique	44
2.	Exercices de base	45
3.	Exercices pour s'entraîner	52
4.	Exercices plus élaborés	56
Chapitre 4	La liaison chimique : concepts fondamentaux	58
1.	Rappels théoriques	58
1.1	L'origine physique de la liaison chimique	58
1.2	Le modèle des orbitales moléculaires	59
1.3	Électronégativité et polarisation des liaisons covalentes	64
1.4	La théorie de la liaison de valence	65
2.	Exercices de base	68
3.	Exercices pour s'entraîner	80
4.	Exercices plus élaborés	85
Chapitre 5	Géométrie et polarité des molécules polyatomiques	88
1.	Rappels théoriques	88
1.1	La méthode VSEPR	88
1.2	Théorie des orbitales moléculaires, théorie de la liaison de valence et orbitales hybrides	90
1.3	Géométrie moléculaire et moment dipolaire	93
2.	Exercices de base	94
3.	Exercices pour s'entraîner	104
4.	Exercices plus élaborés	109
Chapitre 6	Les états de la matière	113
1.	Rappels théoriques	113
1.1	Les trois états de la matière	113
1.2	Changements d'états et forces intermoléculaires	114
1.3	Pression et lois des gaz	114

1.4	Mélange de gaz parfaits et loi de Dalton	115
1.5	Transition de phases et tension de vapeur	116
1.6	Diagramme de phase	116
1.7	Solutions et solubilité	117
1.8	Propriétés colligatives des solutions	118
2.	Exercices de base	120
3.	Exercices pour s'entraîner	129
4.	Exercices plus élaborés	134
Chapitre 7	Stœchiométrie des réactions complètes	140
1.	Rappels théoriques	140
1.1	La loi de conservation de la matière – Loi de Lavoisier	140
1.2	Réactif en excès, réactif limitant et calcul du rendement η d'une réaction	141
1.3	Fraction massique et fraction molaire	141
1.4	Les réactions en solution	142
1.5	Méthode du tableau d'avancement pour la résolution de problèmes stœchiométriques	143
2.	Exercices de base	145
3.	Exercices pour s'entraîner	152
4.	Exercices plus élaborés	159
Chapitre 8	Cinétique chimique	163
1.	Rappels théoriques	163
1.1	Définition de la vitesse de réaction	163
1.2	Les lois de vitesse	164
1.3	Les lois de vitesse intégrées	165
1.4	Théorie des collisions et état de transition	166
1.5	Influence de la température sur la vitesse d'une réaction	166
1.6	Mécanismes réactionnels	167
1.7	Influence d'un catalyseur	168
2.	Exercices de base	168
3.	Exercices pour s'entraîner	176
4.	Exercices plus élaborés	184

Chapitre 9	Thermodynamique chimique	190
1.	Rappels théoriques	190
1.1	Définitions	190
1.2	Premier principe de la thermodynamique	191
1.3	Second et troisième principes de la thermodynamique	195
1.4	L'enthalpie libre : le critère de spontanéité	196
2.	Exercices de base	198
3.	Exercices pour s'entraîner	208
4.	Exercices plus élaborés	214
Chapitre 10	Les équilibres chimiques : nature et déplacement	217
1.	Rappels théoriques	217
1.1	Réactions complètes et incomplètes	217
1.2	Caractère dynamique de l'équilibre chimique	217
1.3	Comment prédire si une réaction sera complète ou limitée à un équilibre ?	218
1.4	Déplacement d'un équilibre : principe de Le Chatelier	219
2.	Exercices de base	221
3.	Exercices pour s'entraîner	226
Chapitre 11	Les équilibres chimiques : constante d'équilibre	231
1.	Rappels théoriques	231
1.1	Enthalpie libre de réaction et équilibre chimique	231
1.2	Constante d'équilibre exprimée par rapport aux concentrations	233
1.3	Constante d'équilibre dans le cas des systèmes gazeux	233
1.4	Quotient réactionnel Q_c ou Q_p	234
1.5	Constante d'équilibre et principe de Le Chatelier	235
2.	Exercices de base	235
3.	Exercices pour s'entraîner	242
4.	Exercices plus élaborés	247

Chapitre 12	Les équilibres acide-base	256
1.	Rappels théoriques	256
1.1	Définitions des acides et des bases	256
1.2	Les réactions acide-base : aspects quantitatifs	258
1.3	Calcul du pH des solutions aqueuses d'acide et de base	262
2.	Exercices de base	263
3.	Exercices pour s'entraîner	274
4.	Exercices plus élaborés	282
Chapitre 13	Les titrages acide-base	286
1.	Rappels théoriques	286
1.1	Généralités	286
1.2	Méthodes de détermination du point équivalent	288
1.3	Les types de titrages	290
2.	Exercices de base	296
3.	Exercices pour s'entraîner	303
4.	Exercices plus élaborés	308
Chapitre 14	Les équilibres de précipitation et de complexation	314
1.	Rappels théoriques	314
1.1	Produit de solubilité et solubilité	314
1.2	Quotient de solubilité Q_{ps} – prédiction de réaction de précipitation	315
1.3	Facteurs influençant la solubilité	316
1.4	Augmentation de la solubilité suite à la formation d'ions complexes	316
2.	Exercices de base	316
3.	Exercices pour s'entraîner	326
4.	Exercices plus élaborés	335

Chapitre 15	Réactions d'oxydo-réduction	340
1.	Rappels théoriques	340
1.1	Oxydation et réduction	340
1.2	Couple rédox, oxydant et réducteur	341
1.3	Influence du pH et pondération d'une réaction rédox	341
2.	Exercices de base	343
3.	Exercices pour s'entraîner	350
4.	Exercices plus élaborés	354
Chapitre 16	L'électrochimie	358
1.	Rappels théoriques	358
1.1	Les piles	358
1.2	Potentiel standard de réduction et pouvoir oxydant	359
1.3	Classement des couples rédox et sens spontané des réactions d'oxydo-réduction	360
1.4	Potentiel standard, travail électrique et constante d'équilibre	361
1.5	Équation de Nernst	362
2.	Exercices de base	363
3.	Exercices pour s'entraîner	371
4.	Exercices plus élaborés	377
Chapitre 17	Les molécules en chimie organique	383
1.	Rappels théoriques	383
1.1	Qu'est-ce que la chimie organique ?	383
1.2	Représentation des molécules organiques	383
1.3	Les composés hydrocarbonés	384
1.4	Les composés oxygénés et azotés	386
1.5	Les composés halogénés	387
1.6	Nomenclature de base en chimie organique	388
2.	Exercices de base	393
3.	Exercices pour s'entraîner	399
4.	Exercices plus élaborés	404

Chapitre 18	Structures des molécules organiques	407
1.	Rappels théoriques	407
1.1	Géométrie moléculaire et représentation graphique	407
1.2	Isomérisie et stéréoisomérisie	408
1.3	Schéma récapitulatif	415
2.	Exercices de base	415
3.	Exercices pour s'entraîner	424
4.	Exercices plus élaborés	427
Chapitre 19	Les grands types de réactions en chimie organique	431
1.	Rappels théoriques	431
1.1	Les principaux types de réactions en chimie organique	431
1.2	Les effets électroniques	431
1.3	Les intermédiaires de réactions	433
1.4	Identification des sites électrophiles et nucléophiles	434
1.5	Les réactions d'addition	435
1.6	Les réactions de substitution	436
1.7	Les réactions d'élimination	438
1.8	Les réactions de réarrangement	441
2.	Exercices de base	441
3.	Exercices pour s'entraîner	448
4.	Exercices plus élaborés	453
Annexes		459
1.	Enthalpies, entropies et enthalpies libres	459
1.1	Enthalpies standard de formation $\Delta_f H^0$ de différents composés	459
1.2	Enthalpies standard de liaison ΔH_l^0 de différents composés	459
1.3	Entropies molaires standard S_m^0 de différents composés	460
1.4	Enthalpies libres standard de formation $\Delta_f G^0$ de différents composés	461

Table des matières

2. Constantes d'acidité	461
3. Indicateurs colorés	463
4. Produits de solubilité K_{ps}	464
5. Potentiels standard de réduction	465
Index	467

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.

Chapitre 1 • Atomes, molécules et concepts quantitatifs fondamentaux

On utilise le symbole complet suivant pour décrire un type d'atome : ${}^A_Z X$ où X est le symbole de l'élément (H, He, Li, etc.). Exemples : ${}^{12}_6 C$ et ${}^{13}_6 C$.

c) Ions

Lorsqu'un ou plusieurs électrons sont enlevés de la couche électronique de valence de l'atome, il en résulte une entité chargée positivement appelée cation. L'ajout d'un ou plusieurs électrons dans cette couche de valence mène à la formation d'une entité chargée négativement appelée anion.

1.2 Le tableau périodique des éléments (TPE)

Dans le tableau périodique, les éléments sont classés horizontalement (périodes) selon le nombre atomique Z croissant et verticalement selon la similitude des propriétés chimiques (familles ou groupes).

Le tableau périodique des éléments (TPE) est présenté ci-dessous, incluant les données de base de chaque élément et les noms des familles principales.

Informations de base de l'élément Fe (exemple) :

- numéro atomique Z : 26
- symbole de l'élément : Fe
- nom de l'élément : Fer
- masse atomique (u) : 55,85
- électronégativité de Pauling : 1,8
- électrons dans la couche K : 2
- électrons dans la couche L : 8
- électrons dans la couche M : 14
- électrons dans la couche N : 2

Noms des familles (ou groupes principaux) :

1 (Ia)	Alcalins (sauf H)	16 (VIa)	Sulfurides
2 (IIa)	Alcalino-terreux	17 (VIIa)	Halogènes
13 (IIIa)	Terreux	18 (VIIIa)	Gaz nobles
14 (IVa)	Carbonides	3 à 10 (Ib à VIIIb)	Métaux de transition
15 (Va)	Azotides		

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

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

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 :

$$N = nN_A$$

c) Masse molaire M

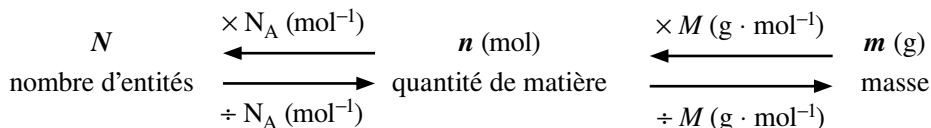
La **masse molaire** d'une substance est la **masse d'une mole de cette substance**. Elle est notée M et s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Sa valeur numérique est la même que celle de la masse atomique ou moléculaire correspondante.

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 :



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 :

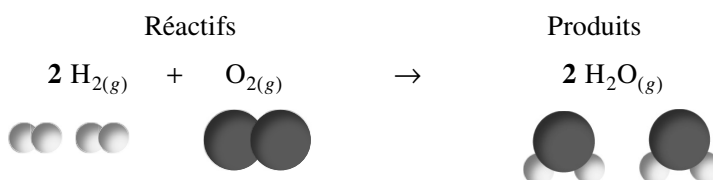
$$V_m = 22,41 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 22,41 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

1.5 Écrire et pondérer une équation chimique

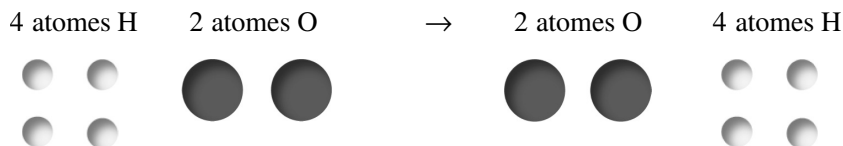
Au cours d'une réaction chimique, des **réactifs** subissent une transformation pour former des **produits**. Le nombre d'atomes de chaque élément impliqué dans une telle transformation chimique est conservé. D'autre part, l'électroneutralité impose que le nombre total de charges électriques soit également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

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

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

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

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

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

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 : ${}_{25}^{55}\text{Mn}^{2+}$.

En résumé :

Symbole de l'isotope	${}_{24}^{52}\text{Cr}^{3+}$	${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$	${}_{10}^{22}\text{Ne}$	${}_{25}^{55}\text{Mn}^{2+}$
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

Indiquez à quelle famille du TPE (nom et numéro) les éléments suivants appartiennent : strontium, gallium, sélénium, xénon, brome. Dans quel état d'agrégation existent-ils à une température de 20 °C ? Forment-ils des ions ? Justifiez et indiquez le symbole des ions monoatomiques formés.

Solution

Le **strontium** est un solide, il appartient à la famille des métaux alcalino-terreux (2 ou IIa). Il possède deux électrons de valence et peut former l'ion positif Sr^{2+} .

Le **gallium** est un solide appartenant à la famille 13 ou IIIa des métaux terreux. Il possède 3 électrons de valence et peut former l'ion positif Ga^{3+} .

Le **sélénium** est un élément solide non métallique appartenant à la famille des sulfurides (16 ou VIa). Pour compléter sa couche de valence comportant 6 électrons, il va en prendre deux et former l'ion négatif Se^{2-} .

Le **xénon** est un élément gazeux appartenant à la famille des gaz nobles (18 ou VIIIa). Sa couche de valence comportant déjà 8 électrons, il ne formera pas d'ions.

Le **brome** est un élément liquide non métallique appartenant à la famille des halogènes (17 ou VIIa). Il possède 7 électrons de valence et pourra former un ion chargé négativement Br^- .

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 :

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

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 :

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

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

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.