

Exercices 1

Vers des entités plus stables : ions et molécules

Les bases : duet, octet, ions, solides ioniques, schémas de Lewis

7 exercices · niveau ●○○ · durée conseillée : 1 h 30 · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Prévoir la charge d'un ion monoatomique ; écrire la formule d'un solide ionique.
- Décrire ou établir un schéma de Lewis simple ; comparer la solidité de liaisons à l'aide de leur énergie.

■ RAPPEL — L'essentiel du chapitre

- Les **gaz nobles** (colonne 18) sont très stables : leur couche externe contient 2 électrons (He : **duet**) ou 8 électrons (Ne, Ar : **octet**). Les autres atomes gagnent, perdent ou mettent en commun des électrons pour obtenir la configuration du gaz noble le plus proche.
- **Ions monoatomiques** : colonne 1 $\rightarrow X^+$; colonne 2 $\rightarrow X^{2+}$; colonne 13 $\rightarrow X^{3+}$; colonne 16 $\rightarrow X^{2-}$; colonne 17 $\rightarrow X^-$. Un solide ionique est électriquement neutre.
- **Liaison covalente** : mise en commun de deux électrons (un par atome), soit un **doublet liant** (trait entre les atomes). Un **doublet non liant** est une paire d'électrons de valence non partagée (trait sur l'atome).
- **L'énergie de liaison** est l'énergie à fournir pour rompre une liaison : plus elle est grande, plus la liaison est solide.
- **Données**. Numéros atomiques : H (1) ; He (2) ; Li (3) ; C (6) ; N (7) ; O (8) ; F (9) ; Ne (10) ; Na (11) ; Mg (12) ; Al (13) ; S (16) ; Cl (17) ; Ar (18) ; K (19) ; Ca (20).

Exercice 1 Les gaz nobles, des atomes solitaires

●○○

L'hélium des ballons, le néon des enseignes et l'argon des ampoules sont formés d'atomes isolés : ils ne forment ni ions ni molécules.

- 1.1 Écrire la configuration électronique des atomes d'hélium, de néon et d'argon, et indiquer le nombre d'électrons de leur couche externe. Comment appelle-t-on leur famille ?
- 1.2 Relier la grande stabilité de ces atomes à leur couche externe, puis énoncer la règle du duet et la règle de l'octet.

Exercice 2 Prévoir la charge d'un ion monoatomique

●○○

Recopier et compléter le tableau.

Atome	Li	O	Mg	Al	Cl
Configuration électronique					
Électrons de valence					
Électrons perdus ou gagnés					
Formule de l'ion formé					
Gaz noble de même configuration					

Exercice 3 Les ions à connaître

●○○

- 3.1** Donner la formule des ions sodium, chlorure, calcium, fluorure, potassium, magnésium et hydrogène.
- 3.2** Classer ces ions en cations et anions. Pour chacun, indiquer le nombre d'électrons qu'il possède. Pourquoi l'ion hydrogène est-il souvent appelé « proton » ?
- 3.3** Quels ions ont la même configuration électronique que l'atome de néon ? que l'atome d'argon ?

Exercice 4 Formules de solides ioniques

●○○

- 4.1** À l'aide de leur configuration électronique, prévoir la charge des ions formés par le sodium, le magnésium, l'aluminium, le fluor et l'oxygène.
- 4.2** Recopier et compléter le tableau ci-contre avec la formule du solide ionique formé par chaque cation et chaque anion, en respectant l'électroneutralité.
- 4.3** Nommer les solides de la ligne « Mg^{2+} ».

Cation \ anion	F^-	O^{2-}
Na^+		
Mg^{2+}		
Al^{3+}		

Exercice 5 Combien de liaisons ?

●●○

- 5.1** Recopier et compléter le tableau.

Atome	H	C	N	O	Cl
Électrons de valence					
Électrons manquants pour le duet ou l'octet					
Nombre de liaisons covalentes formées					
Nombre de doublets non liants					

- 5.2** Établir le schéma de Lewis de H_2 , Cl_2 , HCl , H_2O et CH_4 : relier les atomes par le nombre de liaisons attendu, puis ajouter les doublets non liants.

Exercice 6 Lire un schéma de Lewis

●○○

- 6.1** Écrire la formule brute de chacune des trois molécules de la figure 1.
- 6.2** Pour chaque molécule, compter les doublets liants et les doublets non liants.
- 6.3** Vérifier que chaque atome respecte la règle du duet ou de l'octet.
- 6.4** Quelle molécule possède une liaison double ? Entre quels atomes ?

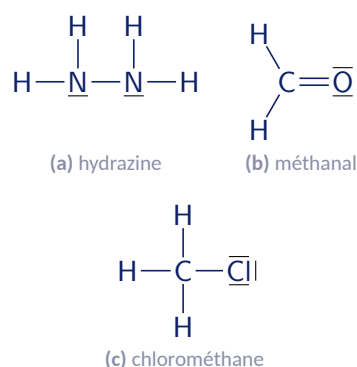


Figure 1 — Schémas de Lewis de trois molécules

Exercice 7 Liaisons simples, doubles et triples

●●○

Liaison	H-H	Cl-Cl	H-Cl	C-C	C=C	C≡C
Énergie de liaison (10^{-19} J)	7,24	4,04	7,17	5,78	10,2	13,9

- 7.1** Classer les liaisons H-H, Cl-Cl et H-Cl de la plus facile à rompre à la plus solide.
- 7.2** Comment évolue la solidité de la liaison entre deux atomes de carbone quand elle devient double, puis triple ? Une liaison double est-elle deux fois plus difficile à rompre qu'une liaison simple ?