AMS 105
CHIMIE APPLIQUÉE
MATÉRIEL DE COURS
PRÉCIS

DÉPARTEMENT DE SCIENCE MILITAIRE APPLIQUÉE

COLLÈGE MILITAIRE ROYAL DU CANADA

Première édition **Avril 2015**

Remerciements

Le Département de science militaire appliquée désire remercier Mme Deborah J. Durbin qui a rédigé ce précis.

CONTENU DU PRÉCIS

0. Les nombres en sciences **1**

I. Matière et atomes **12**

1. Matière et transformations 12
2. Théorie de l'atome 19
3. Propriétés d'un atome 32
4. Tableau périodique des éléments 41
5. États de la matière et gaz 51

II. Composés chimiques **59**

6. Moles et masse molaire 59
7. Nomenclature chimique 67
8. Liaisons chimiques 73
9. Forces 93

III. Réactions **98**

10. Réactions chimiques 98
11. Réactions nucléaires 110
12. Stœchiométrie 113
13. Solutions 123

TABLE DES MATIÈRES

SECTION 0 – LES NOMBRES EN SCIENCES **1**
0.1 Types de nombre **1**
0.2 Erreurs de mesure **1**
0.2.1 Corrections 1
0.2.2 Erreur expérimentale 2
0.2.3 Incertitude 2
0.2.3.1 Exemple 3
Auto-questionnaire 0.2.3 3
Auto-questionnaire 0.2.3 – Réponses 3
0.3 Chiffres significatifs **3**
0.3.1 Définition 3
0.3.2 Exemple 4
0.3.3 Règles pour déterminer les chiffres significatifs 4
0.3.4 Comment arrondir les nombres décimaux 4
0.3.5 Opérations avec des chiffres significatifs 5
0.3.6 Nombres purs et ratios définis 5
0.4 Notation scientifique **5**
0.4.1 Définition 5
0.4.2 Règles de la notation scientifique 6
0.4.3 Opérations avec des nombres en notation scientifique 6
0.5 Système international d'unités (SI) **6**
0.5.1 Définition 6
0.5.2 Ordres de grandeur 7
0.6 Unités de mesure **8**
0.6.1 Facteurs de conversion 8
Auto-questionnaire 0.6.1 8
Auto-questionnaire 0.6.1 – Réponses 8
0.6.2 Unités de température 10
0.6.2.1 Kelvin 10
0.6.2.2 Degrés Fahrenheit 10
0.7 Manipulation des équations **10**
0.7.1 Exemples 11
0.8 Stratégies de résolution de problèmes **11**

SECTION I – MATIÈRE ET ATOMES **13**
CHAPITRE 1 – MATIÈRE ET TRANSFORMATIONS **13**
1.1 Définitions 13
Auto-questionnaire 1.1 14
Auto-questionnaire 1.1 – Réponses 14
1.2 Éléments 15
1.3 Représentation des éléments 15
1.3.1 Formules chimiques 15
Auto-questionnaire 1.3.1 16
Auto-questionnaire 1.3.1 – Réponses 16
1.3.2 Réactions chimiques 16
1.3.3 État de la matière 16
1.4 Transformations de la matière 17

1.4.1 Transformations physiques 17
1.4.2 Transformations chimiques 18
Auto-questionnaire 1.4.2 18
Auto-questionnaire 1.4.2 – Réponses 18
1.5 La méthode scientifique 18
1.5.1 Biais 19
CHAPITRE 2 –THÉORIE ATOMIQUE 20
2.1 Théorie atomique de Dalton 20
2.2.1 La théorie 20
2.2.2 Postulats de la théorie atomique de Dalton (avec les corrections modernes) 20
2.2 Découverte des particules subatomiques et du noyau 21
2.3 Théorie atomique de Bohr 21
2.3.1 La théorie 21
2.3.2 Orbites des électrons 22
2.3.2.1 Définition 22
2.3.2.2 Diagramme des niveaux d'énergie 23
2.3.3 Énergie quantifiée 24
2.4 Orbitales 25
2.4.1 Définition 25
2.4.2 Capacité des orbitales 26
2.4.3 Ordre de remplissage des orbitales 27
2.5 Configuration électronique 28
2.6 Modèle atomique de Schrödinger 28
2.7 États fondamentaux et excités des atomes 28
2.7.1 Définition 28
2.7.2 Énergie quantifiée 29
2.7.3 Relaxation 29
Auto-questionnaire 2.7 30
Auto-questionnaire 2.7 – Réponses 30
2.8 Spectre électromagnétique 31
2.8.1 Propriétés 32
2.8.1.1 Longueur d'onde 32
2.8.1.2 Énergie 32
2.8.2 Lumière 32
2.8.2.1 Définition 32
2.8.2.2 Spectre visible 33
2.8.3 Spectre d'émission et d'absorption 33
2.8.3.1 Spectre d'émission 33
2.8.3.2 Spectre d'absorption 34
CHAPITRE 3 – PROPRIÉTÉS DES ATOMES 35
3.1 Propriétés d'un atome 35
Auto-questionnaire 3.1 35
Auto-questionnaire 3.1 – Réponses 35
3.2 Représentation des éléments 36
Auto-questionnaire 3.2 36
Auto-questionnaire 3.2 – Réponses 37
3.3 Couche de valence 37
3.4 Isotopes 37
3.5 Masse moyenne 38
3.5.1 Définition 38
3.5.2 Abondance naturelle 39

3.5.2.1 Terre 39
3.5.2.2 Espace 39
Auto-questionnaire 3.4–3.5 40
Auto-questionnaire 3.4–3.5 – Réponses 40
3.6 Ions 40
3.6.1 Définition 40
3.6.2 Calcul de la charge 41
Auto-questionnaire 3.6 41
Auto-questionnaire 3.6 – Réponses 42
3.7 État d'oxydation 42
3.8 Radioactivité 43
3.8.1 Définition 43
3.8.2 Demi-vie 44
CHAPITRE 4 – TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS 45
4.1 Élaboration du tableau périodique 45
4.2 Le tableau périodique moderne 46
4.3 Périodicité 46
4.4 Rangées et colonnes 47
4.4.1 Colonnes : Électrons de valence 47
4.4.2 Rangées : Nombre de couches électroniques 47
Auto-questionnaire 4.4 48
Auto-questionnaire 4.4 – Réponses 48
4.5 Blocs périodiques 49
4.6 Détermination de la configuration électronique 50
4.6.1 Configuration complète 50
4.6.2 Configuration en forme abrégée 51
Auto-questionnaire 4.6 51
Auto-questionnaire 4.6 – Réponses 52
4.7 Règle de l'octet 52
4.8 Gaz nobles et composés 52
4.9 Tendances dans le tableau périodique 53
4.9.1 Rayon atomique 53
4.9.2 Énergie d'ionisation 54
4.9.2.1 Tendances dans l'énergie d'ionisation 54
4.9.2.2 Énergies d'ionisation multiples 55
4.9.2.3 Énergie d'ionisation des gaz nobles 56
CHAPITRE 5 – ÉTATS DE LA MATIÈRE ET GAZ 57
5.1 Énergie cinétique 57
5.2 États de la matière 57
5.3 Gaz 58
5.3.1 Introduction aux gaz 58
5.3.2 Propriétés des gaz 58
5.3.2.1 Pression 58
5.3.2.2 Volume 59
5.3.3.3 Température 59
5.3.3 Gaz parfaits 59
5.3.4 Loi des gaz parfaits 60
5.3.4.1 La loi 60
Auto-questionnaire 5.3.4A 61
Auto-questionnaire 5.3.4A – Réponses 61
5.3.4.2 Effet du volume 62

5.3.4.3 Effet de la température 62
5.3.4.4 Effet du nombre de molécule 63
5.3.4.5 États initiaux et finaux 63
Auto-questionnaire 5.3.4B 64
Auto-questionnaire 5.3.4B – Réponses 64

SECTION II – COMPOSÉS CHIMIQUES 66

CHAPITRE 6 – MOLES ET MASSE MOLAIRE 66

6.1 Moles 66
6.1.1 Définition 66
6.1.2 Quelle est la grandeur d'une mole? 66
Auto-questionnaire 6.1 68
Auto-questionnaire 6.1 – Réponses 69
6.2 Masse molaire 69
6.2.1 Définition 69
6.2.2 Calcul de la masse molaire 70
6.3 Conversion entre la masse, les moles et le nombre de molécules 70
Auto-questionnaire 6.3 71
Auto-questionnaire 6.3 – Réponses 71

CHAPITRE 7 – NOMENCLATURE CHIMIQUE 74

7.1 Introduction à la nomenclature 74
7.2 Composés ioniques 74
7.3 Composés covalents 74
7.4 Comparaison de la nomenclature pour les composés ioniques et covalents 75
7.5 Composés avec ions polyatomiques 75
Auto-questionnaire 7A 76
Auto-questionnaire 7A – Réponses 76
7.6 Composés avec les métaux de transition 77
7.6.1 Convention actuelle 77
7.6.2 Ancienne convention 77
Auto-questionnaire 7B 78
Auto-questionnaire 7B – Réponses 78
7.7 Noms communs 78
7.8 Acides 79
7.8.1 Nomenclature des acides 79
7.8.2 Acides sans oxygène 79
7.8.3 Acides avec de l'oxygène 79
Auto-questionnaire 7.8 80
Auto-questionnaire 7.8 – Réponses 80

CHAPITRE 8 – LIAISONS CHIMIQUES 81

8.1 Règle de l'octet 81
8.2 Liaisons chimiques 81
8.2.1 Types de liaisons 81
8.2.2 Énergie de liaison 82
8.3 Liaisons métalliques 82
8.3.1 Liaisons 82
8.3.2 Propriétés 83
8.4 Électronégativité 84
8.5 Liaisons ioniques et composés 85
8.5.1 Liaisons ioniques 85

8.5.2 Composés ioniques 86
8.5.3 Ions polyatomiques 86
8.6 Liaisons covalentes et composés 87
8.6.1 Liaisons covalentes 87
8.6.2 Représentation des liaisons covalentes 88
8.6.3 Liaisons covalentes multiples 89
8.6.4 Formation de composés covalents 89
8.6.5 Types de composés covalents 90
8.7 Liaisons covalentes polaires et composés 90
8.7.1 Liaisons covalentes polaires 90
8.7.2 Composés covalents polaires 91
8.8 Détermination de la nature de la liaison : ionique, covalente ou covalente polaire 91
8.9 Théorie de la RPECV 92
8.9.1 La théorie 92
8.9.2 Groupes d'électrons 93
Auto-questionnaire 8.9.2 93
Auto-questionnaire 8.9.2 – Réponses 93
8.9.3 Configurations selon la théorie RPECV 94
Auto-questionnaire 8.9.3 95
Auto-questionnaire 8.9.3 – Réponses 95
8.9.4 Importance de la configuration 96
8.10 Différences entre les composés covalents et ioniques 97
8.10.1 Résistance et points de fusion et d'ébullition 97
8.10.2 Solubilité 98
8.11 Diagrammes de Lewis 98
8.11.1 Diagrammes 98
8.11.2 Exemples 99
8.11.3 Étapes pour dessiner des diagrammes de Lewis 99
Auto-questionnaire 8.11 100
Auto-questionnaire 8.11 – Réponses 101
CHAPITRE 9 – FORCES 104
9.1 Types de forces 104
9.2 Forces intramoléculaires 104
9.3 Forces intermoléculaires 104
9.3.1 Définition 104
9.3.2 Effet sur l'état de la matière 105
9.3.3 Forces dipôle-dipôle 105
9.3.4 Liaison hydrogène 106
9.3.4.1 Forces 106
9.3.4.2 Importance 106
9.3.5 Forces de dispersion de London 108
9.3.5.1 Forces 108
9.3.5.2 Intensité des forces 109

SECTION III – RÉACTIONS 110
CHAPITRE 10 – RÉACTIONS CHIMIQUES 110
10.1 Qu'est-ce qu'une réaction chimique? 110
10.2 Énergie 110
10.3 Coefficients 110
10.4 Équilibre des réactions chimiques 111

10.4.1 Conseils 111
10.4.2 Exemple 112
Auto-questionnaire 10.4 113
Auto-questionnaire 10.4 – Réponses 113
10.5 Types de réactions chimiques 113
10.5.1 Aperçu 113
10.5.2 Réactions simples 114
Auto-questionnaire 10.5.2 114
Auto-questionnaire 10.5.2 – Réponses 115
10.5.3 Réactions de dissociation et de précipitation 115
10.5.3.1 Dissociation 115
10.5.3.2 Limites de solubilité 115
10.5.3.3 Précipités 116
10.5.3.4 Règles pour identifier un précipité 117
10.5.3.5 Équations ioniques 117
Auto-questionnaire 10.5.3 118
Auto-questionnaire 10.5.3 – Réponses 118
10.5.4 Réactions de neutralisation 120
Auto-questionnaire 10.5.4 121
Auto-questionnaire 10.5.4 – Réponses 121
CHAPITRE 11 – RÉACTIONS NUCLÉAIRES 122
11.1 Introduction 122
11.2 Fission 122
11.2.1 Réaction 122
11.2.2 Réacteurs nucléaires 122
11.3 Fusion 123
11.3.1 Réaction 123
11.3.2 Bombes à hydrogène 124
CHAPITRE 12 – STŒCHIOMÉTRIE 125
12.1 Définition 125
12.2 Masses stœchiométriques 125
Auto-questionnaire 12A 126
Auto-questionnaire 12A – Réponses 126
12.3 Réactifs limitants et excédentaires 129
12.3.1 Définition 129
12.3.2 Exemple 130
12.3.3 Comment déterminer les réactifs limitants 131
12.3.3.1 Étapes 131
12.3.3.2 Exemple 131
12.4 Rendement réel et théorique 132
12.5 Rendement en pourcentage 132
Auto-questionnaire 12B 132
Auto-questionnaire 12B – Réponses 133
CHAPITRE 13 – SOLUTIONS 136
13.1 Définitions 136
13.2 Forces de dissolution 136
13.3 Types de solutions 137
13.3.1 Exemples 137
13.3.2 Solutions solides 138
13.3.3 Solutions aqueuses 138

13.3.3.1 Définition 138
13.3.3.2 Forces ion-dipôle 139
13.3.3.3 Étapes à suivre pour former une solution aqueuse (pour toute solution avec solvant polaire) 139
13.3.3.4 Énergie de dissolution 140
13.4 Solubilité 144
13.4.1 Définition 144
13.4.2 Solution saturée 144
13.4.3 Effet de la température et de la pression 144
Auto-questionnaire 13.4 145
Auto-questionnaire 13.4 – Réponses 145
13.5 Concentration 146
13.5.1 Définition 146
13.5.2 Résolution de problèmes de concentration 146
Auto-questionnaire 13.5 146
Auto-questionnaire 13.5 – Réponses 147
13.6 Applications des solutions 148
13.6.1 Soda 148
13.6.2 Savon 149
13.5.6.1 Molécules de savon et micelles 149
13.5.6.2 Mécanisme d'action 150

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

http://www.ktf-split.hr/periodni/en/

GROUP / PERIOD

RELATIVE ATOMIC MASS (1) — GROUP IUPAC — GROUP CAS — ATOMIC NUMBER — SYMBOL — ELEMENT NAME

Metal | Semimetal | Nonmetal

1 Alkali metal | 2 Alkaline earth metal | Transition metals | Lanthanide | Actinide

16 Chalcogens element | 17 Halogens element | 18 Noble gas

STANDARD STATE (25 °C; 101 kPa)
Ne - gas | Fe - solid | Ga - liquid | Tc - synthetic

PERIOD	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 1.0079 H HYDROGEN																	2 4.0026 He HELIUM
2	3 6.941 Li LITHIUM	4 9.0122 Be BERYLLIUM											5 10.811 B BORON	6 12.011 C CARBON	7 14.007 N NITROGEN	8 15.999 O OXYGEN	9 18.998 F FLUORINE	10 20.180 Ne NEON
3	11 22.990 Na SODIUM	12 24.305 Mg MAGNESIUM											13 26.982 Al ALUMINIUM	14 28.086 Si SILICON	15 30.974 P PHOSPHORUS	16 32.065 S SULPHUR	17 35.453 Cl CHLORINE	18 39.948 Ar ARGON
4	19 39.098 K POTASSIUM	20 40.078 Ca CALCIUM	21 44.956 Sc SCANDIUM	22 47.867 Ti TITANIUM	23 50.942 V VANADIUM	24 51.996 Cr CHROMIUM	25 54.938 Mn MANGANESE	26 55.845 Fe IRON	27 58.933 Co COBALT	28 58.693 Ni NICKEL	29 63.546 Cu COPPER	30 65.39 Zn ZINC	31 69.723 Ga GALLIUM	32 72.64 Ge GERMANIUM	33 74.922 As ARSENIC	34 78.96 Se SELENIUM	35 79.904 Br BROMINE	36 83.80 Kr KRYPTON
5	37 85.468 Rb RUBIDIUM	38 87.62 Sr STRONTIUM	39 88.906 Y YTTRIUM	40 91.224 Zr ZIRCONIUM	41 92.906 Nb NIOBIUM	42 95.94 Mo MOLYBDENUM	43 (98) Tc TECHNETIUM	44 101.07 Ru RUTHENIUM	45 102.91 Rh RHODIUM	46 106.42 Pd PALLADIUM	47 107.87 Ag SILVER	48 112.41 Cd CADMIUM	49 114.82 In INDIUM	50 118.71 Sn TIN	51 121.76 Sb ANTIMONY	52 127.60 Te TELLURIUM	53 126.90 I IODINE	54 131.29 Xe XENON
6	55 132.91 Cs CAESIUM	56 137.33 Ba BARIUM	57-71 La-Lu Lanthanide	72 178.49 Hf HAFNIUM	73 180.95 Ta TANTALUM	74 183.84 W TUNGSTEN	75 186.21 Re RHENIUM	76 190.23 Os OSMIUM	77 192.22 Ir IRIDIUM	78 195.08 Pt PLATINUM	79 196.97 Au GOLD	80 200.59 Hg MERCURY	81 204.38 Tl THALLIUM	82 207.2 Pb LEAD	83 208.98 Bi BISMUTH	84 (209) Po POLONIUM	85 (210) At ASTATINE	86 (222) Rn RADON
7	87 (223) Fr FRANCIUM	88 (226) Ra RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinide	104 (261) Rf RUTHERFORDIUM	105 (262) Db DUBNIUM	106 (266) Sg SEABORGIUM	107 (264) Bh BOHRIUM	108 (277) Hs HASSIUM	109 (268) Mt MEITNERIUM	110 (281) Uun UNUNNILIUM	111 (272) Uuu UNUNUNIUM	112 (285) Uub UNUNBIUM		114 (289) Uuq UNUNQUADIUM				

LANTHANIDE

57 138.91 La LANTHANUM	58 140.12 Ce CERIUM	59 140.91 Pr PRASEODYMIUM	60 144.24 Nd NEODYMIUM	61 (145) Pm PROMETHIUM	62 150.36 Sm SAMARIUM	63 151.96 Eu EUROPIUM	64 157.25 Gd GADOLINIUM	65 158.93 Tb TERBIUM	66 162.50 Dy DYSPROSIUM	67 164.93 Ho HOLMIUM	68 167.26 Er ERBIUM	69 168.93 Tm THULIUM	70 173.04 Yb YTTERBIUM	71 174.97 Lu LUTETIUM

ACTINIDE

89 (227) Ac ACTINIUM	90 232.04 Th THORIUM	91 231.04 Pa PROTACTINIUM	92 238.03 U URANIUM	93 (237) Np NEPTUNIUM	94 (244) Pu PLUTONIUM	95 (243) Am AMERICIUM	96 (247) Cm CURIUM	97 (247) Bk BERKELIUM	98 (251) Cf CALIFORNIUM	99 (252) Es EINSTEINIUM	100 (257) Fm FERMIUM	101 (258) Md MENDELEVIUM	102 (259) No NOBELIUM	103 (262) Lr LAWRENCIUM

(1) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 667-683 (2001)
Relative atomic mass is shown with five significant figures. For elements have no stable nuclides, the value enclosed in brackets indicates the mass number of the longest-lived isotope of the element.
However three such elements (Th, Pa, and U) do have a characteristic terrestrial isotopic composition, and for these an atomic weight is tabulated.

Editor: Aditya Vardhan (adivar@netllinx.com)

Copyright © 1998-2003 EniG. (eni@ktf-split.hr)

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

GROUPE

PÉRIODE

MASSE ATOMIQUE RELATIVE (1)

GROUPE IUPAC — GROUPE CAS

NOMBRE ATOMIQUE — SYMBOLE — NOM DE L'ÉLÉMENT

13 IIIA 5 10.811 B BORE

- Métaux
- Métalloïdes
- Non-métaux
- Métaux alcalins
- Métaux alcalino-terreux
- Métaux de transition
- Lanthanides
- Actinides
- Chalcogènes
- Halogènes
- Gaz nobles

ETAT PHYSIQUE (25 °C; 101 kPa)

Ne - gaz; Fe - solide; Hg - liquide; Tc - synthétique

Période	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 1.0079 H HYDROGÈNE																	2 4.0026 He HÉLIUM
2	3 6.941 Li LITHIUM	4 9.0122 Be BÉRYLLIUM											5 10.811 B BORE	6 12.011 C CARBONE	7 14.007 N AZOTE	8 15.999 O OXYGÈNE	9 18.998 F FLUOR	10 20.180 Ne NÉON
3	11 22.990 Na SODIUM	12 24.305 Mg MAGNÉSIUM											13 26.982 Al ALUMINIUM	14 28.086 Si SILICIUM	15 30.974 P PHOSPHORE	16 32.065 S SOUFRE	17 35.453 Cl CHLORE	18 39.948 Ar ARGON
4	19 39.098 K POTASSIUM	20 40.078 Ca CALCIUM	21 44.956 Sc SCANDIUM	22 47.867 Ti TITANE	23 50.942 V VANADIUM	24 51.996 Cr CHROME	25 54.938 Mn MANGANÈSE	26 55.845 Fe FER	27 58.933 Co COBALT	28 58.693 Ni NICKEL	29 63.546 Cu CUIVRE	30 65.38 Zn ZINC	31 69.723 Ga GALLIUM	32 72.64 Ge GERMANIUM	33 74.922 As ARSENIC	34 78.96 Se SÉLÉNIUM	35 79.904 Br BROME	36 83.798 Kr KRYPTON
5	37 85.468 Rb RUBIDIUM	38 87.62 Sr STRONTIUM	39 88.906 Y YTTRIUM	40 91.224 Zr ZIRCONIUM	41 92.906 Nb NIOBIUM	42 95.96 Mo MOLYBDÈNE	43 (98) Tc TECHNÉTIUM	44 101.07 Ru RUTHÉNIUM	45 102.91 Rh RHODIUM	46 106.42 Pd PALLADIUM	47 107.87 Ag ARGENT	48 112.41 Cd CADMIUM	49 114.82 In INDIUM	50 118.71 Sn ETAIN	51 121.76 Sb ANTIMOINE	52 127.60 Te TELLURE	53 126.90 I IODE	54 131.29 Xe XÉNON
6	55 132.91 Cs CÉSIUM	56 137.33 Ba BARYUM	57-71 La-Lu Lanthanides	72 178.49 Hf HAFNIUM	73 180.95 Ta TANTALE	74 183.84 W TUNGSTÈNE	75 186.21 Re RHÉNIUM	76 190.23 Os OSMIUM	77 192.22 Ir IRIDIUM	78 195.08 Pt PLATINE	79 196.97 Au OR	80 200.59 Hg MERCURE	81 204.38 Tl THALLIUM	82 207.2 Pb PLOMB	83 208.98 Bi BISMUTH	84 (209) Po POLONIUM	85 (210) At ASTATE	86 (222) Rn RADON
7	87 (223) Fr FRANCIUM	88 (226) Ra RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinides	104 (267) Rf RUTHERFORDIUM	105 (268) Db DUBNIUM	106 (271) Sg SEABORGIUM	107 (272) Bh BOHRIUM	108 (277) Hs HASSIUM	109 (276) Mt MEITNERIUM	110 (281) Ds DARMSTADTIUM	111 (280) Rg ROENTGENIUM	112 (285) Cn COPERNICIUM	113 (. . .) Uut UNUNTRIUM	114 (287) Fl FLEROVIUM	115 (. . .) Uup UNUNPENTIUM	116 (291) Lv LIVERMORIUM	117 (. . .) Uus UNUNSEPTIUM	118 (. . .) Uuo UNUNOCTIUM

LANTHANIDES

57 138.91 La LANTHANE	58 140.12 Ce CÉRIUM	59 140.91 Pr PRASÉODYME	60 144.24 Nd NÉODYME	61 (145) Pm PROMÉTHIUM	62 150.36 Sm SAMARIUM	63 151.96 Eu EUROPIUM	64 157.25 Gd GADOLINIUM	65 158.93 Tb TERBIUM	66 162.50 Dy DYSPROSIUM	67 164.93 Ho HOLMIUM	68 167.26 Er ERBIUM	69 168.93 Tm THULIUM	70 173.05 Yb YTTERBIUM	71 174.97 Lu LUTÉTIUM

ACTINIDES

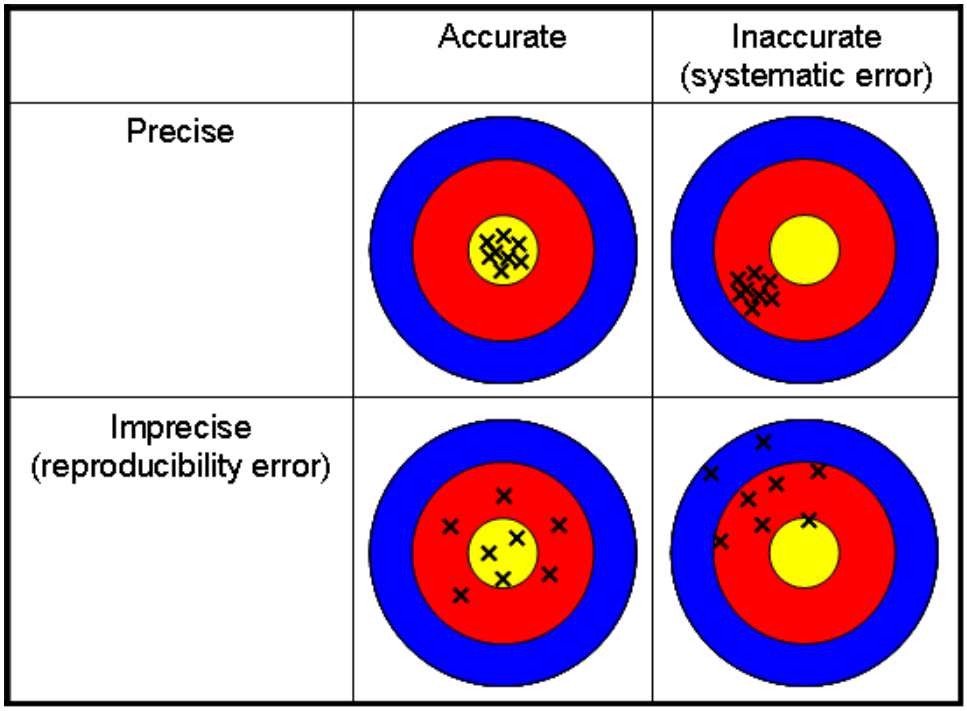
89 (227) Ac ACTINIUM	90 232.04 Th THORIUM	91 231.04 Pa PROTACTINIUM	92 238.03 U URANIUM	93 (237) Np NEPTUNIUM	94 (244) Pu PLUTONIUM	95 (243) Am AMÉRICIUM	96 (247) Cm CURIUM	97 (247) Bk BERKÉLIUM	98 (251) Cf CALIFORNIUM	99 (252) Es EINSTEINIUM	100 (257) Fm FERMIUM	101 (258) Md MENDELÉVIUM	102 (259) No NOBÉLIUM	103 (262) Lr LAWRENCIUM

(1) Pure Appl. Chem., **81**, No. 11, 2131-2156 (2009)
La masse atomique relative est donnée avec cinq chiffres significatifs. Pour les éléments qui n'ont pas de nucléides stables, la valeur entre parenthèses indique le nombre de masse de l'isotope de l'élément ayant la durée de vie la plus grande. Toutefois, pour les trois éléments (Th, Pa et U) qui ont une composition isotopique terrestre connue, une masse atomique est indiquée.

SECTION 0 – LES NOMBRES EN SCIENCES

0.1 Types de nombre

- Une valeur numérique est représentée de l'une des deux façons suivantes :
  - sous forme de nombre exact (exemple : le nombre exact de balles dans une boîte de munitions).
  - sous forme de mesure (exemple : en mesurant le diamètre d'une munition). Deux aspects sont importants pour les quantités numériques mesurées :
    - l'exactitude : l'écart entre la valeur mesurée et la valeur réelle.
    - la précision : la constance ou la reproductibilité d'une mesure faite selon des procédures expérimentales identiques.



0.2 Erreurs de mesure

0.2.1 Corrections

- On doit corriger chaque ensemble de données expérimentales comme suit :
  1. comparer les données à un ensemble de données témoin (données obtenues à partir d'un échantillon ou d'une expérience

dont les résultats sont connus). Cela vous donnera un facteur de correction pour vos données et vous pourrez en déterminer l'exactitude.

2. répéter l'essai selon des procédures expérimentales identiques. Les données recueillies au cours des essais répétés vous permettront de calculer une moyenne statistique. Vous pourrez ainsi déterminer la précision expérimentale.

0.2.2 Erreur expérimentale

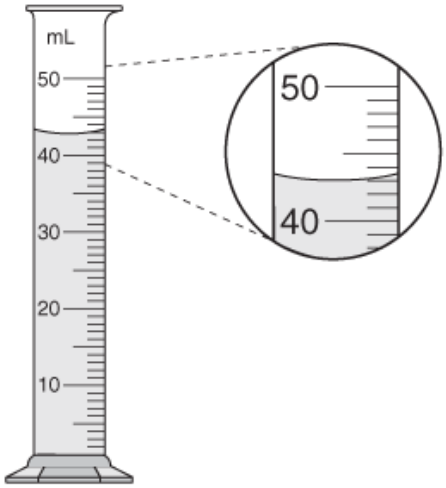
- Aucune mesure n'est absolument exacte, de sorte que les mesures sont considérées comme une approximation de la valeur réelle.
- Le degré de confiance à l'égard des résultats des expériences, essais ou mesures est appelé erreur expérimentale.
- Il existe deux types d'erreurs expérimentales.
    - Les erreurs systématiques sont des écarts constants de même signe algébrique.
        - Elles ont le même signe algébrique que la mesure. Elles donnent une valeur trop grande ou trop petite d'une grandeur physique.
        - Les erreurs systématiques entachent l'exactitude, et l'utilisation d'un ensemble de données témoins aide à régler ce problème.
        - Exemple : l'usure du canon d'un fusil et un viseur qui n'est pas réglé.
    - Les erreurs fortuites sont inévitables et sont le fruit de variations aléatoires.
        - En général, les erreurs aléatoires sont petites et la probabilité qu'elles soient positives ou négatives est la même.
        - Les erreurs aléatoires sont associées à de petites irrégularités dans la précision des appareils de mesure et/ou à des irrégularités dans l'interprétation humaine.
        - On minimise ce problème en répétant les essais (pour maximiser le nombre d'ensembles de données).

0.2.3 Incertitude

- Règle de l'incertitude = L'incertitude réside dans le dernier chiffre écrit dans un nombre mesuré.
- On peut exprimer l'incertitude de plusieurs manières. On la représente généralement avec un signe ± (exemple : 16,3 ± 0,1 °C).
- Il est généralement admis que l'erreur attribuable à une mesure est plus ou moins le plus petit chiffre rapporté.

0.2.3.1 Exemple

- Dans le cylindre gradué, j'estime le volume à 43,1 ml.
- Mais, en vérité, je peux seulement dire avec certitude que le volume est très proche de 43 ml. Quelqu'un d'autre pourrait trouver 43,0 ml ou 43,2 ml.
- Donc, j'indique que le volume est 43,1 ± 0,1 ml, ce qui signifie qu'il se situe entre 43,0 et 43,2 ml.



Auto-questionnaire 0.2.3

1. Quelle est l'incertitude dans les diamètres de munitions suivants :
    a. 5,56 mm
    b. 155 mm
    c. 0,50 cal

Auto-questionnaire 0.2.3 – Réponses

1. Quelle est l'incertitude dans les diamètres de munitions suivants :
    a. 5,56 mm = ***0,01 mm***
    b. 155 mm = ***1 mm***
    c. 0,50 cal = ***0,01 cal***

0.3 Chiffres significatifs

0.3.1 Définition

- Les chiffres significatifs d'un nombre sont les chiffres qui permettent d'en indiquer la précision (c.-à-d. les chiffres significatifs sont les chiffres fiables d'une valeur).

- Les chiffres significatifs sont une façon d'indiquer le degré d'erreur d'une mesure.

0.3.2 Exemple

- Dans l'exemple du cylindre gradué de la section 0.2.3.1, mon estimation du volume, 43,1 ml, comporte trois chiffres significatifs.
- Si j'avais écrit comme volume 43,1000 mL, il y aurait six chiffres significatifs, ce qui suggérerait que la valeur est plus précise qu'elle ne l'est vraiment.
- Si j'avais écrit comme volume 40 ml, il n'y aurait qu'un seul chiffre significatif, ce qui donnerait à penser que la valeur est moins précise qu'elle ne l'est vraiment.

0.3.3 Règles pour déterminer les chiffres significatifs

1. Tous les chiffres autres que zéro sont significatifs (exemple : 351 = 3 chiffres significatifs).
2. Les zéros qui apparaissant n'importe où entre deux chiffres autres que zéro sont significatifs (exemple : 7004 = 4 chiffres significatifs).
3. Les zéros de tête ne sont pas significatifs (exemple : 004 = 1 chiffre significatif).
4. Les zéros à droite dans un nombre contenant un point décimal sont significatifs (exemple : 4,00 = 3 chiffres significatifs).
5. L'importance des zéros dans un nombre sans point décimal est ambiguë. On évite ce problème en utilisant la notation scientifique. Si on vous présente un chiffre avec des zéros à droite, on supposera qu'ils ne sont pas significatifs (exemple : 400 = 1 chiffre significatif).
6. Un nombre dont tous les chiffres sont zéro n'a pas de chiffres significatifs, car l'incertitude est plus grande que la mesure réelle (exemple : 0,000 = aucun chiffre significatif).

0.3.4 Comment arrondir les nombres décimaux

1. Si le premier chiffre à supprimer est inférieur à 5, le dernier chiffre conservé demeure inchangé (exemple : 37,4 devient 37).
2. Si le premier chiffre à supprimer est supérieur à 5, on additionne 1 au dernier chiffre conservé (exemple : 37,7 devient 38).
3. Si le premier chiffre à supprimer est 5 :
    a. Si le chiffre 5 est suivi par des zéros, on arrondit le nombre de sorte qu'il soit pair :
        i. Si le dernier chiffre retenu est pair, il reste inchangé (exemple : 38,50 devient 38).

ii. Si le dernier chiffre retenu est impair, il est augmenté de 1 (exemple : 37,50 devient 38).

b. Si le chiffre 5 est suivi par des chiffres autres que zéro, le dernier chiffre retenu est augmenté de 1 (exemple : 37,52 devient 38).

0.3.5 Opérations avec des chiffres significatifs

- Addition et soustraction : Le résultat doit avoir le même nombre de décimales que le nombre le moins précis (exemple : 23,43 + 2,3 = 25,7).
  - Remarque : Ceci est une indication du nombre de places décimales, et non des chiffres significatifs.
- Multiplication et division : Le résultat doit avoir le même nombre de chiffres significatifs que le chiffre dans l'opération qui en a le moins (p. ex, 23,43 x 2,3 = 54).

0.3.6 Nombres purs et ratios définis

- Un entier naturel, par exemple trois, peut être écrit sous la forme 3,0, 3,00, 3,000, etc., avec autant de zéros à la droite que l'on veut. Il s'agira toujours de la même chose.
- La multiplication et la division d'une mesure par un nombre naturel préservent le nombre de chiffres significatifs dans la mesure initiale.
  - Exemple : Si vous mesurez qu'une pièce de cinq cents pèse 3,95 g et qu'on vous demande combien pèsent trois pièces de cinq cents : 3,95 g x 3 = 11,9 g
- Cette règle vaut aussi pour les ratios définis (ou ratios connus).
  - Exemple : Si une alliance ordinaire pèse 9,9 grammes et on vous demande de calculer le poids combiné des alliances de cinq couples : 9,9 grammes/personne x 5 couples x 2 personnes/couple = 99 grammes (2 personnes/couple est un ratio défini)

0.4 Notation scientifique

0.4.1 Définition

- Les scientifiques ont mis au point une méthode abrégée pour représenter des nombres très petits et très grands dans une forme standard appelée notation scientifique[1].

[1] La section 6.1.2 présente un exemple des ordres de grandeur que l'on peut représenter par la notation scientifique. Notez que cet exemple vous montre seulement un grand nombre représenté avec la notation scientifique, mais on peut aussi représenter de très petits nombres avec cette notation.

- La forme générale de la notation scientifique est : $A \times 10^n$.
    - A = valeur mesurée
    - *n* = exposant (puissance) de 10, qui indique l'ordre de grandeur de la mesure
- Exemple : 3 051 = $3{,}051 \times 10^3$

0.4.2 Règles de la notation scientifique

1. La valeur A devrait toujours contenir un point décimal, qui indique le niveau de précision.
2. La partie 10^n de l'équation indique l'ordre de grandeur de la mesure :
    - *n* = positif pour un grand nombre (supérieur à 1)
    - *n* = négatif pour un petit nombre (inférieur à 1)

0.4.3 Opérations avec des nombres en notation scientifique

- Addition et soustraction : Avant d'additionner ou de soustraire deux nombres exprimés en notation scientifique, il faut s'assurer que leur puissance de 10 est la même.
    - Exemple : $(3{,}5 \times 10^4) + (6{,}2 \times 10^3)$
      $= (3{,}5 \times 10^4) + (0{,}62 \times 10^4)$
      $= (3{,}5 + 0{,}62) \times 10^4$
      $= 4{,}12 \times 10^4$
- Multiplication : Pour multiplier deux puissances ayant la même base, on additionne leurs exposants (exemple : $10^5 \times 10^3 = 10^{5+3} = 10^8$).
- Donc, pour multiplier deux nombres exprimés en notation scientifique, il faut multiplier leurs valeurs A, puis additionner leurs valeurs de *n*.
    - Exemple : $(3{,}5 \times 10^4) \times (6{,}2 \times 10^3)$
      $= (3{,}5 \times 6{,}2) \times 10^{4+3}$
      $= 22 \times 10^7$
      $= 2{,}2 \times 10^8$
- Division : Pour diviser deux puissances ayant la même base, on soustrait leurs exposants (exemple : $10^5 \div 10^3 = 10^{5-3} = 10^2$).
- Donc, pour diviser deux nombres exprimés en notation scientifique, on divise leurs valeurs A, puis on soustrait leurs valeurs *n*.

0.5 Système international d'unités (SI)

0.5.1 Définition

- Le Système international d'unités (SI) est utilisé par les scientifiques du monde entier.
- Il est basé sur les multiples de dix.
- C'est également la forme moderne du système métrique.
- Les unités du SI sont les suivantes :

- Longueur = mètre (m)
- Masse = kilogramme (kg)
- Temps = seconde (s)
- Courant électrique = ampère (A)
- Température = kelvin (K)
- Intensité lumineuse = candela (cd)
- Quantité de matière = mole (mol)[2]

0.5.2 Ordres de grandeur

- Des préfixes sont ajoutés aux unités du SI pour indiquer l'ordre de grandeur d'une mesure.
  - Exemple : Il est peu commode d'exprimer en mètres la distance entre Kingston et Orlando, de sorte qu'on utilise le préfixe kilo, ce qui donne des kilomètres (1 km = 1 000 m); Orlando est à 2 100 km (ou 2 061 000 mètres) de Toronto.
- Les préfixes de 10^{-18} à 10^{18} sont présentés ci-dessous.

Power	Prefix	Abbreviation
10^{-18}	atto-	a
10^{-15}	femto-	f
10^{-12}	pico-	p
10^{-9}	nano-	n
10^{-6}	micro-	μ
10^{-3}	milli-	m
10^{-2}	cent-	c
10^{-1}	deci-	d
10^{1}	deka	da
10^{3}	kilo-	k
10^{6}	mega-	M
10^{9}	giga-	G
10^{12}	tera-	T
10^{15}	peta	P
10^{18}	exa-	E

[2] Oui, le symbole pour « mole » est « mol ». Nous décrirons en détail les moles à la section 6.1.

0.6 Unités de mesure

0.6.1 Facteurs de conversion

- Toutes les valeurs d'un énoncé doivent avoir les mêmes unités avant que l'on puisse faire les opérations (exemple : vous ne pouvez pas additionner 30 minutes + 2 heures).
- Si les valeurs ont des unités différentes, utilisez les facteurs de conversion pour faire en sorte que les valeurs aient les mêmes unités (exemple : 60 minutes/heure).
- Vous pouvez reconnaître les facteurs de conversion parce qu'ils présentent deux unités de la même grandeur (exemple : temps/temps).
- Vérifiez toujours que les unités appropriées s'annulent pour arriver à une solution ayant les bonnes dimensions dans les calculs.
- Exemple :

  30 min + 2 heures
  = 30 min + (2 ~~heures~~ x 60 min/~~heure~~)
  = 30 min + 120 min
  = 150 minutes

Auto-questionnaire 0.6.1

1. Combien de secondes y a-t-il dans 2,0 années?
2. Un convoi se déplaçant à 45,0 km/h doit faire un trajet de 100,0 km. Combien de minutes le trajet prendra-t-il?
3. Vous êtes le chef d'une petite patrouille de reconnaissance qui est lancée en chaloupe depuis un navire à 12 NM de la rive. Il est 3 h et le soleil se lève à 7 h. Vous devez atteindre le rivage 1 heure avant le lever du soleil. D'après l'état de la mer, la patrouille avancera en moyenne à 4,0 milles/h. Votre patrouille se rendra-t-elle à temps?
4. L'expression « nombre de Mach » est utilisée pour décrire la vitesse d'un aéronef ou d'un missile. C'est un nombre sans dimension donnant le rapport entre la vitesse de l'objet par rapport à la vitesse du son dans l'air (dans des conditions normales). La vitesse du son est de 761,2 milles/h. Un officier affirme qu'un missile antichar est plus rapide que n'importe quel obus lancé par un char Leopard II C1. La vitesse du missile est de mach 3,00. Les obus de chars standard ont des vitesses de 2 000 m/s (APFSDS), 1 425 m/s (HEAT) et 960 m/s (MPHE). A-t-il raison?

Vous aurez besoin des facteurs de conversion suivants pour ce questionnaire :

1 mille marin = 1 NM = 1,151 mille = 1,852 km
1 mille = 1,609 km

Auto-questionnaire 0.6.1 – Réponses

1. Combien de secondes y a-t-il dans 2,0 années?

2,0 ans x 365,25 jours/an x 24 heures/jour x 60 min/h x 60 sec/h = 6,3 x 10^7 secondes

2. Un convoi se déplaçant à 45,0 km/h doit faire un trajet de 100,0 km. Combien de minutes le trajet prendra-t-il?

   Temps = distance ÷ vitesse
   = 100,0 km ÷ 45,0 km/h
   = 2,22 h

3. Vous êtes le chef d'une petite patrouille de reconnaissance qui est lancée en chaloupe depuis un navire à 12 NM de la rive. Il est 3 h et le soleil se lève à 7 h. Vous devez atteindre le rivage 1 heure avant le lever du soleil. D'après l'état de la mer, la patrouille avancera en moyenne à 4,0 milles/h. Votre patrouille se rendra-t-elle à temps?

   Distance = 12 NM x (1,151 mille/NM) = 13,812 milles[3]

   Temps= distance ÷ vitesse
   = 13,812 miles ÷ 4,0 milles/h
   = 3,4 h[4]

   Votre patrouille doit effectuer le trajet en 3 heures pour arriver à temps, donc vous n'y arriverez pas.

4. L'expression « nombre de Mach » est utilisée pour décrire la vitesse d'un aéronef ou d'un missile. C'est un nombre sans dimension donnant le rapport entre la vitesse de l'objet par rapport à la vitesse du son dans l'air (dans des conditions normales). La vitesse du son est de 761,2 milles/h. Un officier affirme qu'un missile antichar est plus rapide que n'importe quel obus lancé par un char Leopard II C1. La vitesse du missile est de mach 3,00. Les obus de chars standard ont des vitesses de 2000 m/s (APFSDS), 1425 m/s (HEAT), 960 m/s (MPHE). A-t-il raison?

   Vitesse du missile = 3,00 x 761,2 mph = 2 283,6 milles/h

   Convertir les heures en secondes : 2 283,6 milles/h ÷ 60 min/h ÷ 60 sec/min = 0,63433 mille/sec

   Convertir les milles en mètres : 0,63433 mille/sec x 1,609 km/mille x 1 000 m/km = 1 020,6 m/s

---

[3] Gardez tous les chiffres dans ce nombre même s'il y a trop de chiffres significatifs, parce qu'il s'agit d'une valeur intermédiaire dans la question.
[4] Utilisez le nombre correct de chiffres significatifs, car c'est la réponse finale.

Par conséquent, les obus de char APFSDS et HEAT sont plus rapides que le missile anti-char, mais le missile est plus rapide que les obus MPHE

0.6.2 Unités de température

0.6.2.1 Kelvin

- L'unité du SI de température est le kelvin.
- La plupart des pays utilisent les unités du SI pour tout, sauf la température.
- La température de zéro kelvin (0 K) est appelée zéro absolu. À cette température, il y a une absence totale d'énergie. Il est impossible qu'une température plus froide existe.
- Il est donc impossible d'avoir une température négative en kelvin.
- L'unité commune pour la température est le degré Celsius.
- Le facteur de conversion entre les degrés Celsius et les kelvins est :

  °C + 273,15 = K

  K – 273,15 = °C
- Exemples :
  - L'eau gèle à 0 °C + 273,15 = 273 K
  - L'eau bout à 373,15 K – 273,15 = 100 °C

0.6.2.2 Degrés Fahrenheit

- L'unité de température utilisée aux États-Unis est le degré Fahrenheit. C'est le seul pays qui utilise cette échelle de température.
- La conversion entre les degrés Fahrenheit et Celsius n'est pas évidente :

  °C = [°F – (32 °F)] ÷ (1,8 °F/°C)

  °F = [°C x (1,8 °F/°C)] + (32 °F)
- Exemples :
  - L'eau gèle à [0 °C x (1,8 °F/°C)] + (32 °F) = 32 °F
  - L'eau bout à [212 °F – (32 °F)] ÷ (1,8 °F/°C) = 100 °C

0.7 Manipulation des équations

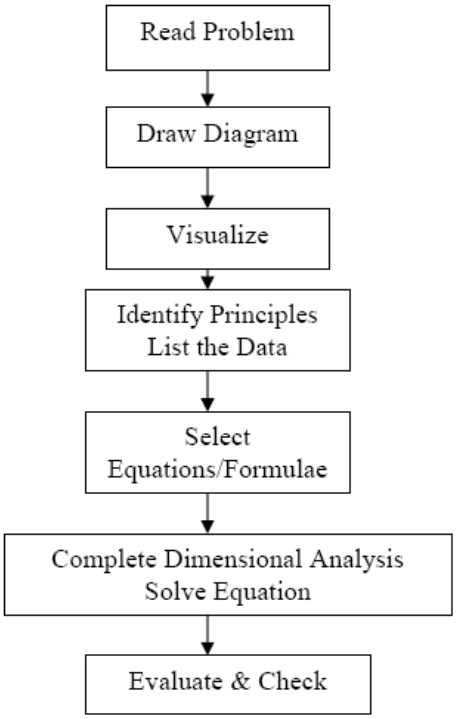
- Les équations mathématiques sont généralement écrites sous une forme qui indique comment trouver la valeur d'une variable.
  - Exemple : $a = b + c$ indique comment calculer a
- On peut manipuler les équations pour trouver d'autres variables.
  - Exemple : Si vous connaissez a et c, vous pouvez manipuler l'équation ci-dessus pour trouver b : $b = a - c$
- Pour manipuler une équation, vous devez faire la ou les mêmes opérations des deux côtés du signe égal. Il s'agit de faire les opérations visant à isoler la variable d'intérêt.

0.7.1 Exemples

- Résoudre *a* = *b* + *c* pour trouver *c*
  - Soustraire *b* des deux côtés : *a* – *b* = *b* + *c* – *b*
  - Simplifier : *a* – *b* = *c*
- Résoudre *d* x *e* = *f* pour trouver *d*
  - Diviser des deux côtés par *e* : $\frac{d \times e}{e} = \frac{f}{e}$
  - Simplifier $d = \frac{f}{e}$
- Résoudre $g = \frac{h}{i}$ pour trouver *i*
  - D'abord, éliminer *i* du dénominateur en multipliant les deux côtés par *i* : $g \times i = \frac{h}{i} \times i$
  - Simplifier : *g* x *i* = *h*
  - Ensuite, isoler *i* en divisant les deux côtés par *g* : $\frac{g \times i}{g} = \frac{h}{g}$
  - Simplifier $i = \frac{h}{g}$

0.8 Stratégies de résolution de problèmes

- Il y a plusieurs façons de résoudre les problèmes. L'approche ci-dessous est conçue pour des problèmes mathématiques en sciences et en technologie.

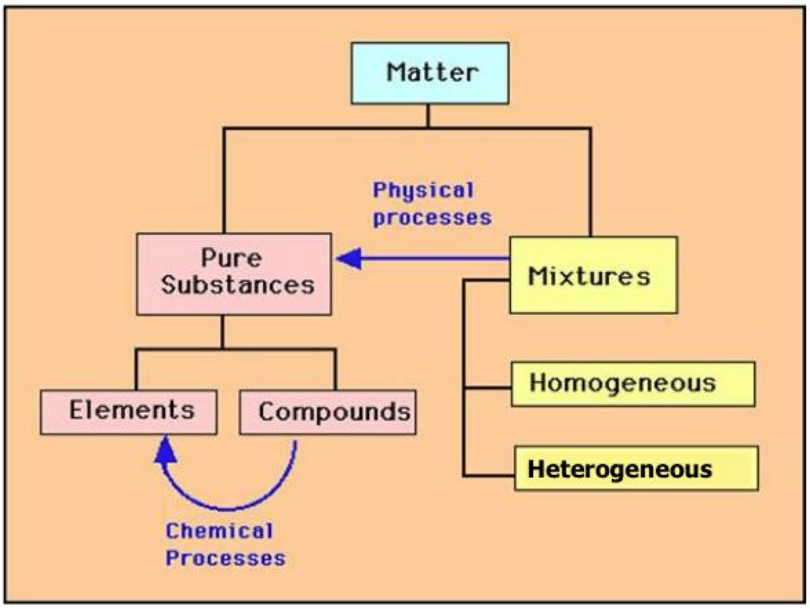

Read Problem
Draw Diagram
Visualize
Identify Principles
List the Data
Select
Equations/Formulae
Complete Dimensional Analysis
Solve Equation
Evaluate & Check

SECTION I – MATIÈRE ET ATOMES

CHAPITRE 1 – MATIÈRE ET TRANSFORMATIONS

1.1 Définitions

- Chimie : Étude de la matière (sa composition et ses caractéristiques) et de ses transformations.
- Matière : Tout ce qui occupe l'espace et a une masse (exemple : les gens, les livres, l'oxygène dans l'air). Ne comprend pas l'énergie (exemple : la chaleur, la lumière, le son, l'électricité). La matière se divise en deux catégories :
    - Substances pures : Elles contiennent un seul type de matière (exemple : sel de table solide, eau). On peut classer comme suit les substances pures :
        - les substances élémentaires : faites entièrement d'un seul élément (exemple : l'or pur (24 carats) est entièrement composé d'atomes d'or, dont le symbole est Au).
        - les composés : substances pures composées de plus d'un élément (exemple : l'eau, consistant en atomes d'hydrogène et d'oxygène).
    - Mélanges : Contiennent deux ou plusieurs substances pures. On peut classer comme suit les mélanges :
        - les mélanges homogènes (également appelé solutions) : mélanges de composition uniforme (c.-à-d. les composants séparés du mélange ne sont pas visibles, comme l'eau salée).
        - les mélanges hétérogènes : mélanges dans lesquels les composants sont physiquement distincts (exemple : une vinaigrette).
- Atome : c'est le plus petit constituant d'un élément qui a les propriétés chimiques de l'élément. Les atomes sont composés de particules subatomiques (décrites au chapitre 3).



Auto-questionnaire 1.1

1. Classez les exemples de matière suivants en substances pures, mélanges hétérogènes ou mélanges homogènes.
    a. morceau d'écorce d'arbre
    b. clou en fer
    c. clou en fer rouillé
    d. mélange bien agité de colorant alimentaire dans l'eau
    e. cire d'abeille et cire de bougie mélangées ensemble à la main
    f. cire d'abeille et cire de bougie fondues ensemble, bien agitées, et qu'on laisse solidifier
2. Lesquelles des matières suivantes sont des substances élémentaires et lesquelles sont des composés?
    a. fluor (F_2)
    b. chlorure de brome($BrCl_3$)
    c. phosphore (P_4)
    d. acétylène (C_2H_2);
    e. chlorure d'hydrogène (HCl)
    f. argon (Ar)
    g. oxyde d'aluminium (Al_2O_3)
    h. aluminium (Al)

Auto-questionnaire 1.1 – Réponses

1. Classez les exemples de matière suivants en substances pures, mélanges hétérogènes ou mélanges homogènes.
    a. morceau d'écorce d'arbre = ***mélange hétérogène***

b. clou en fer = ***substance pure***
c. clou en fer rouillé = ***mélange hétérogène***
d. mélange bien agité de colorant alimentaire dans l'eau = ***mélange homogène***
e. cire d'abeille et cire de bougie mélangées ensemble à la main = ***mélange hétérogène***
f. cire d'abeille et cire de bougie fondues ensemble, bien agitées, et qu'on laisse solidifier = ***mélange homogène***

2. Lesquelles des matières suivantes sont des substances élémentaires et lesquelles sont des composés?
   a. fluor (F_2) = ***substance élémentaire***
   b. chlorure de brome($BrCl_3$) = ***composé***
   c. phosphore (P_4) = ***substance élémentaire***
   d. acétylène (C_2H_2) = ***composé***
   e. chlorure d'hydrogène (HCl) = ***composé***
   f. argon (Ar) = ***substance élémentaire***
   g. oxyde d'aluminium (Al_2O_3) = ***composé***
   h. aluminium (Al) = ***substance élémentaire***

1.2 Éléments

- La matière est composée d'éléments.
- Il y a 90 éléments naturels et jusqu'à 28 éléments synthétiques (artificiels).
  - Certains éléments synthétiques n'ont pas été entièrement vérifiés et il y a donc un désaccord quant à savoir s'ils existent vraiment.
- Chaque élément a un nom (exemple : l'or) et un symbole (exemple : Au). Les symboles sont souvent dérivés du nom latin de l'élément.
- Les éléments sont organisés dans le tableau périodique des éléments.
  - Le tableau périodique est réglementé par l'UICPA (Union internationale de chimie pure et appliquée).
  - Le tableau périodique contient une grande quantité d'information. Ce sujet est abordé plus en détail au chapitre 4.

1.3 Représentation des éléments

1.3.1 Formules chimiques

- Les composants d'un composé sont représentés dans une formule chimique, qui a la forme A_nB_m.
- A et B sont des symboles d'éléments (exemple : Au, K).
- *n* et *m* indiquent le nombre d'atomes de chaque élément présent dans un groupement du composé.
  - Les indices (*n, m*) ne sont pas inscrits si leur valeur est un (par convention).

- Exemple : Eau = H_2O (le groupement eau contient 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène)
- Exemple : Glucose = $C_6H_{12}O_6$ (le groupement glucose contient 6 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 6 atomes d'oxygène).

Auto-questionnaire 1.3.1

1. Indiquez les noms complets des éléments présents dans le formaldéhyde (CH_2O). Quelle quantité de chaque élément est présente dans le groupement formaldéhyde?
2. Faites la même chose pour le méthane (CH_4).

Auto-questionnaire 1.3.1 – Réponses

1. Indiquez le nom complet des éléments présents dans le formaldéhyde (CH_2O). Quelle quantité de chaque élément est présente dans le groupement de formaldéhyde?
    - ***Carbone (1 atome)***
    - ***Hydrogène (2 atomes)***
    - ***Oxygène (1 atome)***
2. Faites la même chose pour le méthane (CH_4).
    - ***Carbone (1 atome)***
    - ***Hydrogène (4 atomes)***

1.3.2 Réactions chimiques

- Une réaction chimique est représentée sous la forme A + B → C + D.
    - A et B sont des réactifs; C et D sont des produits.
- La flèche signifie qu'une réaction se produit. Remarque : Vous ne pouvez pas remplacer la flèche par un signe d'égalité.
- Seuls les réactifs sont présents au début de la réaction. Seuls les produits sont présents à la fin de la réaction (en supposant que la réaction est complète).
- Exemple : $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$
    - Le Na et le Cl_2 sont des réactifs; le NaCl est un produit.

1.3.3 État de la matière

- L'état (solide, liquide, gazeux ou aqueux) d'un composé est noté par un indice entre crochets après la formule chimique.
    - solide = s
    - liquide = ℓ

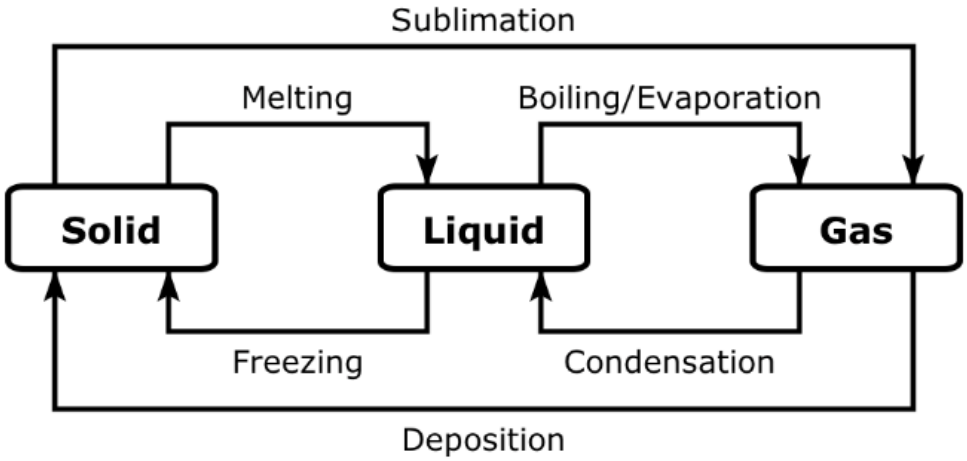
- gazeux = g
- aqueux = aq (« aqueux » signifie « dissous dans l'eau »)[5]

- Exemple[6] – CO_2 :
  - CO_2 gazeux → $CO_{2(g)}$
  - CO_2 solide (glace carbonique) → $CO_{2(s)}$
  - CO_2 aqueux (dans les boissons gazeuses) → $CO_{2(aq)}$

1.4 Transformations de la matière

1.4.1 Transformations physiques

- Dans une transformation physique, la composition chimique de la substance est inchangée, mais son état physique (solide, liquide ou gazeux) est modifié.
- Les transformations physiques sont réversibles.
- Les transformations physiques sont les suivantes :
  - condensation = du gaz au liquide
  - évaporation / ébullition = du liquide au gaz
  - congélation / solidification = du liquide au solide
  - fusion = du solide au liquide
  - sublimation = du solide au gaz
  - dépôt = du gaz au solide



[5] Nous traitons plus en détail des solutions aqueuses au chapitre 13.
[6] Le CO_2 liquide ne figure pas dans cet exemple, car le CO_2 se dépose à la pression atmosphérique. Le CO_2 liquide ne peut être produit qu'à des pressions supérieures à 5 atm.

1.4.2 Transformations chimiques

- Dans une transformation chimique, une nouvelle substance ayant des propriétés chimiques différentes est formée.
    - Exemple : $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$
      Le Na et le Cl_2 sont tous deux nocifs pour les humains, mais le NaCl est comestible. C'est le sel de table!
- Les transformations chimiques sont habituellement irréversibles.
- Remarque : Les transformations chimiques transforment un ou plusieurs composés en d'autres composés; les éléments dans les composés ne sont pas modifiés.
    - Exemple : On peut lier un atome de chlore à un atome de sodium (NaCl) ou bien à un autre atome de chlore (Cl_2), mais on ne peut pas transformer le plomb en or.

Auto-questionnaire 1.4.2

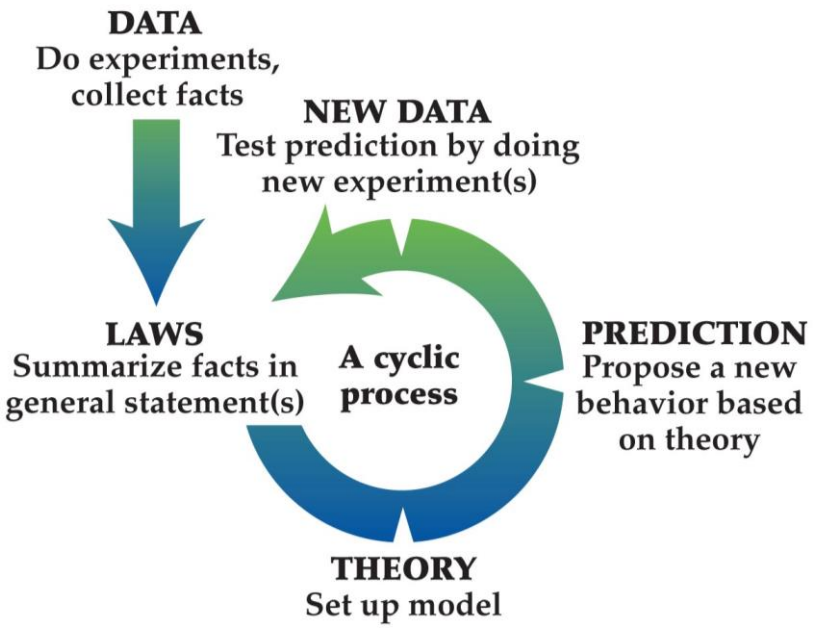
1. Quel est le nom du processus par lequel la matière passe directement de l'état solide à l'état gazeux?
2. À la pression atmosphérique, le point de congélation de l'éthanol est de -117,3 °C et son point d'ébullition est de 78,5 °C. Quel est le point de fusion de l'éthanol?
3. La détonation et l'explosion d'un bâton de dynamite est une transformation _____.

Auto-questionnaire 1.4.2 – Réponses

1. Quel est le nom du processus par lequel la matière passe directement de l'état solide à l'état gazeux? ***sublimation***
2. À la pression atmosphérique, le point de congélation de l'éthanol est de - 17,3 °C et son point d'ébullition est de 78,5 °C. Quel est le point de fusion de l'éthanol? ***-117.3 °C***
3. La détonation et l'explosion d'un bâton de dynamite est une transformation ***chimique***.

1.5 La méthode scientifique

1. Expérience : Permet l'étude, la mesure, la comparaison et la collecte de données sur les transformations physiques ou chimiques.
2. Loi scientifique : Résume et prédit le résultat d'une expérience.
3. Théorie : Tentative d'expliquer pourquoi il existe une loi.



1.5.1 Biais

- Le biais est une forte préférence ou tendance du chercheur qui inhibe son jugement impartial.
- Il y a un biais lorsqu'un chercheur croit si fortement dans une théorie particulière qu'il interprète les données de façon à ce qu'elle confirme cette théorie, au lieu d'élaborer une théorie basée sur les données.
- Le biais peut être une entrave importante à la méthode scientifique.

CHAPITRE 2 –THÉORIE ATOMIQUE

2.1 Théorie atomique de Dalton

2.2.1 La théorie

- John Dalton a été le premier scientifique à élaborer, en 1803, une théorie atomique, c.-à-d. une façon de décrire la matière.
- Sa théorie était basée sur plusieurs grands postulats[7]. Aujourd'hui, on sait que ces postulats comportaient de nombreuses failles, mais la théorie de Dalton est néanmoins reconnue comme l'une des premières à avoir déterminé que les atomes sont les plus petits composants de la matière (c.-à-d. des particules qui ont la même propriété chimique que leur élément).
- Ces postulats sont énoncés ci-dessous, et les corrections modernes sont entre parenthèses.

2.2.2 Postulats de la théorie atomique de Dalton (avec les corrections modernes)

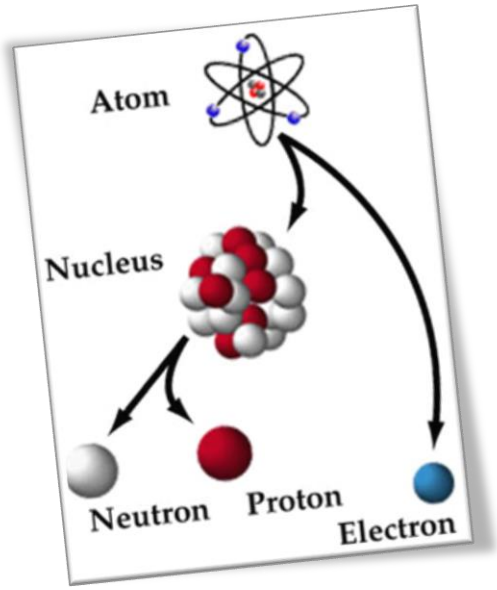
1. La matière est composée de particules microscopiques appelées « atomes » (*vrai*).
2. Les atomes sont indivisibles (*faux = les atomes sont composés de particules subatomiques*).
3. Les atomes ne peuvent être ni créés ni détruits (*faux = les particules subatomiques ne peuvent être créées ni détruites; les atomes peuvent cependant être manipulés dans les réactions nucléaires (fission et fusion), chapitre 11*).
4. Les atomes d'un même élément sont identiques pour ce qui est de leur taille, leur forme, leur masse et d'autres propriétés (*faux = ce postulat ne tient pas compte des isotopes, section 3.4*).
5. Les atomes d'éléments différents ont des propriétés différentes (*vrai*).
6. Les atomes de différents éléments peuvent se combiner les uns avec les autres dans des ratios fixes, simples et entiers pour former des composés d'atomes (*faux = les gros composés peuvent avoir des ratios très grands et complexes*).
7. Toutes les réactions chimiques sont dues à la combinaison ou à la séparation des atomes (*vrai*).

[7] Le nombre de postulats varie selon qui présente la théorie de Dalton. Les renseignements généraux sont habituellement les mêmes, peu importe la source.

2.2 Découverte des particules subatomiques et du noyau

- La théorie de Dalton a été critiquée, parce que ce dernier ne savait pas que les atomes n'étaient pas la plus petite unité de matière.
- Nous savons maintenant que les atomes sont composés de particules subatomiques.
- Entre 1897 et 1932, les chercheurs, dont J.J. Thomson et James Chadwick, ont découvert trois particules subatomiques qui composent l'atome.

- Ces particules subatomiques sont les suivantes :
    - Neutron : aucune charge, masse relative de 1 (1 uma)[8]
    - Proton : charge de +1, masse relative de 0,9986 (1 uma)
    - Électron : charge de –1, masse relative de 0,0005 (0 uma)
- C'est Ernest Rutherford qui, le premier, a compris comment les particules subatomiques interagissent dans un atome, en découvrant l'existence du noyau.
    - Noyau : Masse dense et de petite dimension au centre de l'atome, de charge positive, composée de protons et de neutrons.



2.3 Théorie atomique de Bohr

2.3.1 La théorie

- En 1913, Niels Bohr a présenté un nouveau modèle de l'atome qui explique l'emplacement des électrons.

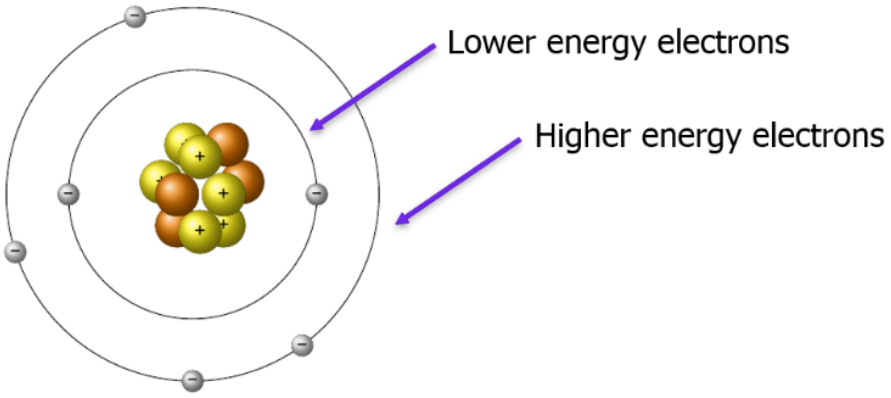
[8] L'unité de masse atomique (uma) est décrite à la section 3.1.

- Dans la théorie de Bohr, les électrons sont en orbite autour du noyau selon des trajectoires fixes, dans des niveaux d'énergie précis appelés orbites ou couches[9].
- L'énergie d'un électron doit être corrigée selon l'orbite sur laquelle il se trouve.
    - Exemple : Les électrons qui se trouvent sur la première orbite autour de l'hydrogène doivent avoir une énergie de 1,0 eV.
- Lorsque les électrons passent d'une orbite à une autre, ils doivent absorber ou émettre la quantité exacte d'énergie correspondant à la différence entre les deux orbites.
- Les électrons ne peuvent se trouver que sur ces orbites, et non entre elles.

2.3.2 Orbites des électrons

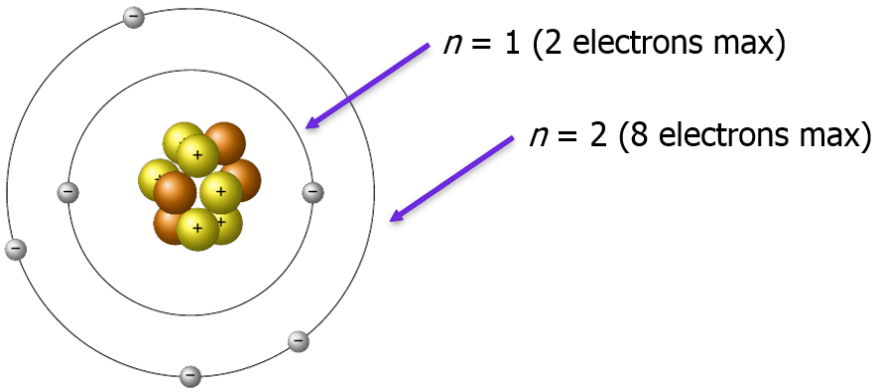
2.3.2.1 Définition

- Sur les orbites d'électrons qui sont près du noyau (c.-à-d. avec le rayon orbital le plus petit), les électrons ont moins d'énergie.
- Plus un électron est loin du noyau, plus il a d'énergie.



- Chaque couche est numérotée avec une valeur n. La couche la plus proche du noyau correspond à $n = 1$. La deuxième couche est $n = 2$, etc.
- Chaque couche n peut contenir un nombre maximal d'électrons égal à $2n^2$.
    - la couche $n = 1$ peut contenir $2 \times 1^2 = 2 \times 1 = 2$ électrons maximum
    - la couche $n = 2$ peut contenir $2 \times 2^2 = 2 \times 4 = 8$ électrons maximum
    - la couche $n = 3$ peut contenir $2 \times 3^2 = 2 \times 9 = 18$ électrons maximum
- Les orbites intérieures doivent être remplies avant que les orbites supérieures ne puissent accepter des électrons.

[9] Les termes « orbite » et « couche » seront utilisés indifféremment dans le reste de ce texte.

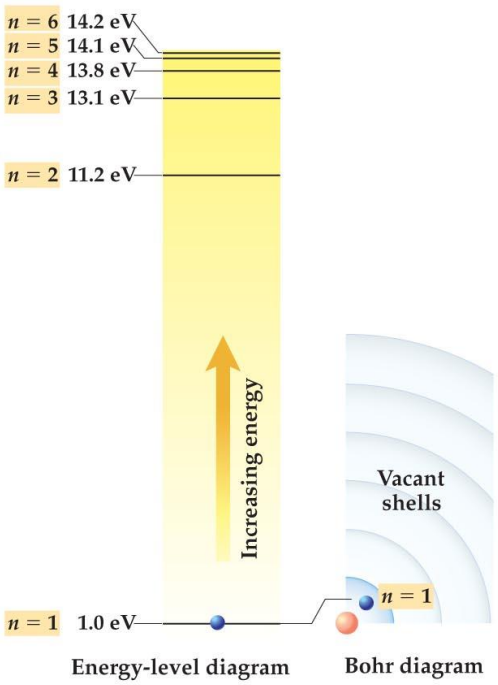


- Les couches d'électrons sont très éloignées les unes des autres, de sorte qu'un atome consiste essentiellement en espace vide.
- Si chaque proton et neutron avait un diamètre de 10 centimètres, l'ensemble de l'atome aurait un diamètre de 10 kilomètres.

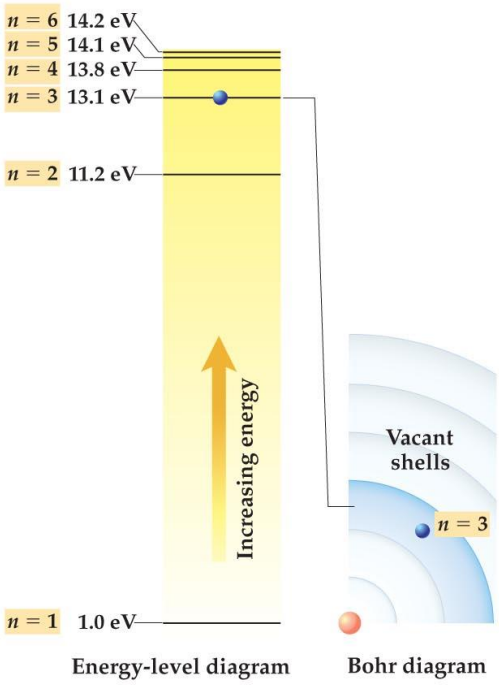
2.3.2.2 Diagramme des niveaux d'énergie

- Il est difficile de dessiner le diagramme d'un atome qui représente les niveaux d'énergie des orbites selon la théorie de Bohr.
- On peut plutôt représenter les atomes par un diagramme des niveaux d'énergie.
- Ce diagramme représente les orbites sous forme de lignes dont l'énergie augmente à mesure que l'on s'éloigne du noyau (on suppose que le noyau est au bas du diagramme).
- Voici un exemple de diagramme de niveaux d'énergie pour l'hydrogène dans son état fondamental et un état excité[10].

[10] Les états fondamentaux et excités sont décrits à la section 2.7.



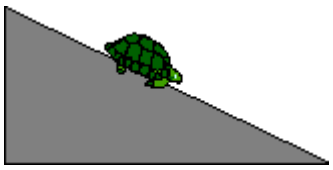
État fondamental de l'hydrogène



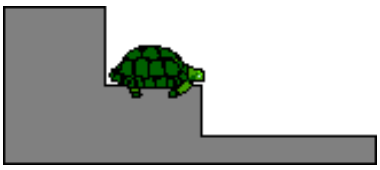
État excité de l'hydrogène

2.3.3 Énergie quantifiée

- La découverte par Bohr que les électrons ne peuvent exister que sur des orbites précises a ouvert la voie à l'élaboration de la mécanique quantique[11].
- L'énergie des électrons est quantifiée, ce qui signifie que les électrons ne peuvent avoir que des valeurs d'énergie très précises.



Tortue non quantique



Tortue quantique

- C'est un peu comme si vous grimpez une échelle : vous pouvez mettre les pieds sur les échelons, mais pas entre ceux-ci.

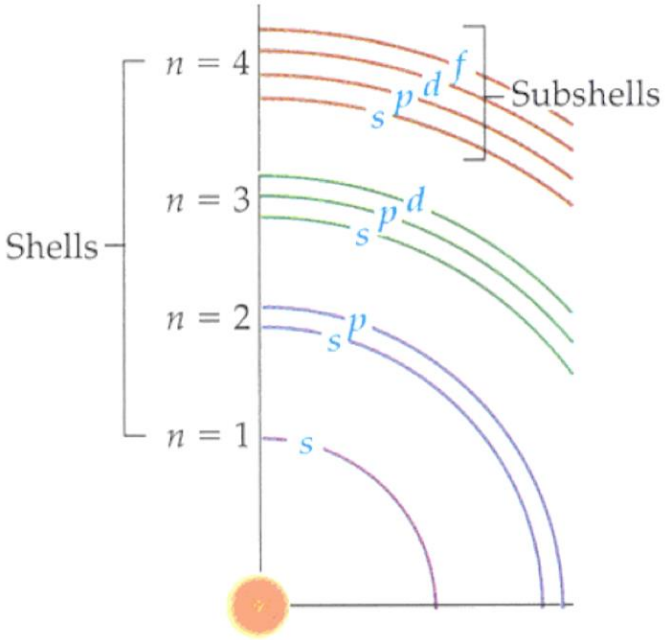
[11] La mécanique quantique (MQ) est la science des objets très petits qui ont un comportement particulier aux très petites dimensions (que l'on appelle domaine quantique). La mécanique quantique est au-delà de la portée du présent cours, mais il est essentiel d'en avoir une certaine compréhension afin de comprendre le comportement de la matière et de ses interactions lorsque les échanges énergétiques sont à l'échelle des atomes et des particules subatomiques.

2.4 Orbitales

2.4.1 Définition

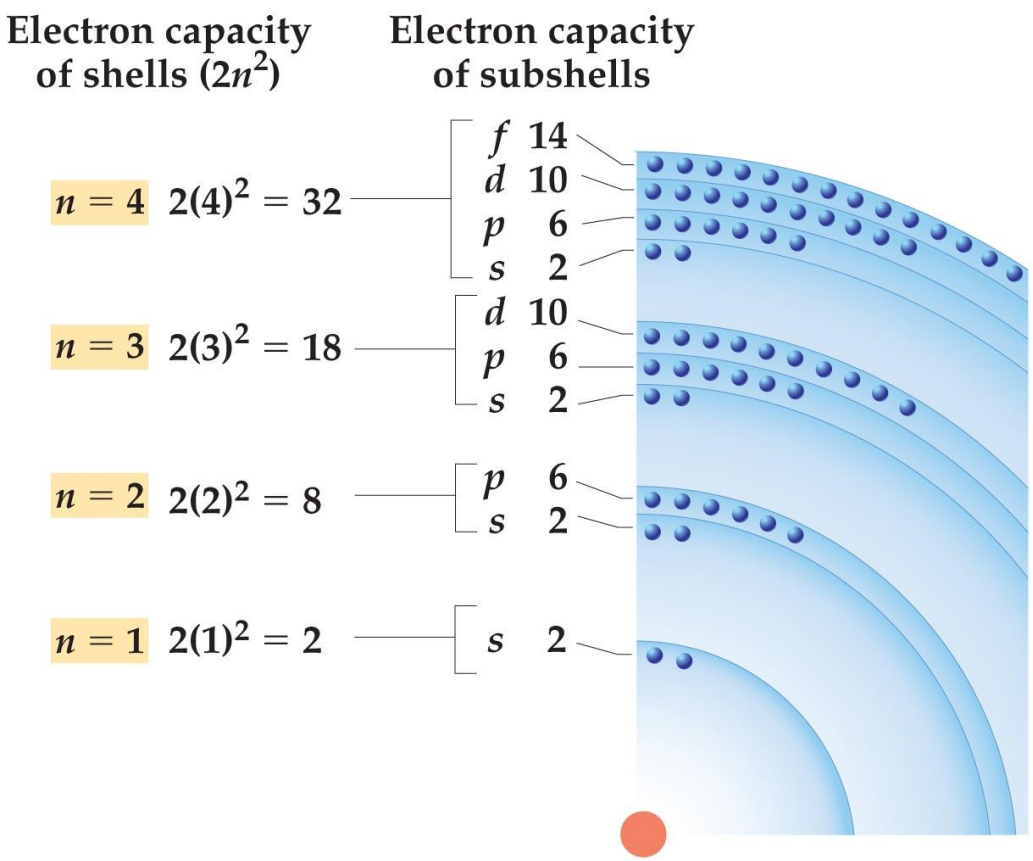
- La théorie atomique de Bohr a été modifiée peu de temps après par Arnold Sommerfeld, qui a découvert les orbitales (c.-à-d. les sous-couches)[12].
- Chaque orbite d'électron est composée d'orbitales, qui sont identifiées par des lettres.
    - Le premier type d'orbitale porte la lettre *s*, le deuxième *p*, le troisième *d*, le quatrième *f*.
    - Après, les orbitales sont identifiées par la suite alphabétique : *h, i, j, k*[13] …
- Le nombre de types de sous-couche correspond au nombre de couches.
- La couche $n = 1$ n'a qu'un seul type de sous-couche (*s*), la couche $n = 2$ a deux types (*s, p*), la couche $n = 3$ a trois types (*s, p, d*), la couche $n = 4$ a quatre types (*s, p, d, f*).

[12] Tout comme les termes orbite et couche, les termes « orbitale » et « sous-couche » seront utilisés de façon indifférente dans le reste de ce texte.
[13] Les sous-couches dont le nombre est supérieur à *f* ne sont pas occupées lorsque les atomes sont à leur état fondamental. Les électrons peuvent être excités pour occuper ces couches, mais nous n'en traitons pas dans ce cours. Les états fondamentaux et excités sont expliqués à la section 2.7.

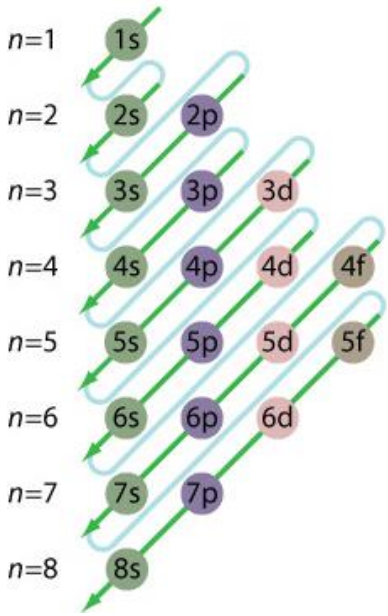


2.4.2 Capacité des orbitales

- Le nombre d'orbitales varie selon chaque type.
  - Il y a une orbitale de type *s*, trois orbitales de type *p*, cinq orbitales de type *d* et sept orbitales de type *f*.
- Chaque sous-couche peut contenir 2 électrons.
  - L'orbitale *s* peut contenir 1 x 2 = 2 électrons
  - L'orbitale *p* peut contenir 3 x 2 = 6 électrons
  - L'orbitale *d* peut contenir 5 x 2 = 10 électrons
  - L'orbitale *f* peut contenir 7 x 2 = 14 électrons
- Ces nombres d'électrons correspondent à la règle $2n^2$ de la section 2.3.2.
  - La couche $n = 1$ peut contenir $2(1)^2 = 2$ électrons (elle contient une sous-couche *s*, qui contient 2 électrons)
  - La couche $n = 2$ peut contenir $2(2)^2 = 8$ électrons (elle contient une sous-couche *s* et trois sous-couches *p*, lesquelles contiennent 2 électrons chacune : 2 x (1 + 3) = 8)
  - La couche $n = 3$ peut contenir $2(3)^2 = 18$ électrons (elle contient une sous-couche *s*, trois sous-couches *p* et cinq sous-couches *d*, lesquelles contiennent 2 électrons chacune : 2 x (1 + 3 + 5) = 18)
  - La couche $n = 4$ peut contenir $2(4)^2 = 32$ électrons (elle contient une sous-couche *s*, trois sous-couches *p*, cinq sous-couches *d* et sept sous-couches *f*, lesquelles contiennent 2 électrons chacune : 2 x (1 + 3 + 5 + 7) = 32).



2.4.3 Ordre de remplissage des orbitales



- Les orbitales ne se remplissent pas toujours dans l'ordre.
- À mesure que le numéro d'orbite augmente et que le nombre d'orbitales augmente également, les orbitales deviennent tellement rapprochées (en termes de taille et d'énergie) qu'il y a un chevauchement entre les orbitales de différentes orbites.
- Logiquement, les orbitales devraient être remplies dans l'ordre suivant : 1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 3d → 4s → 4p → …
- Mais l'ordre véritable est le suivant : 1s → 2s → 2p → 3s → 3p → **4s → 3d** → 4p → …
- Ces chevauchements sont très importants, car ils changent l'ordre dans lequel les orbitales sont remplies, ce qui a un effet sur les propriétés des éléments lourds.
- On peut utiliser le schéma de remplissage des orbitales (à la droite) pour déterminer l'ordre dans lequel les orbitales sont remplies.

2.5 Configuration électronique

- On décrit les sous-couches en écrivant d'abord le numéro *n* de la couche, suivi de la lettre de la sous-couche.
    - Exemple : La sous-couche *s* de la couche *n* = 2 est 2*s*.
- Pour indiquer le nombre d'électrons dans la sous-couche, on l'ajoute en indice.
    - Exemple : S'il y a un électron dans la sous-couche *s* de la couche *n* = 2, on l'écrit $2s^1$.
- Pour décrire tous les électrons dans un atome, on indique toutes les sous-couches côte à côte. Cette façon de procéder s'appelle « configuration électronique » d'un élément.
    - Exemple : Pour décrire les 11 électrons du sodium, on écrit : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

2.6 Modèle atomique de Schrödinger

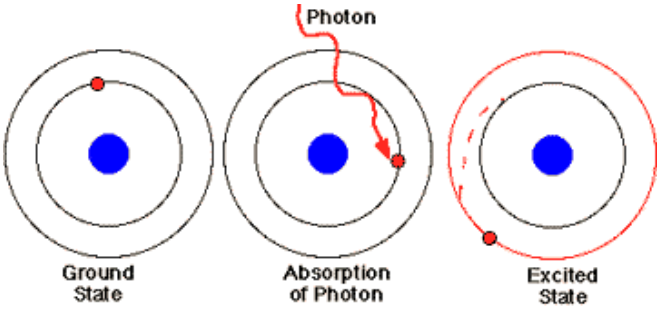
- En 1925, Erwin Schrödinger a proposé un modèle quantique du comportement des électrons et du concept d'orbitale.
- Dans son modèle, les électrons ne sont pas des particules solides qui se comportent comme des planètes autour du soleil dans des orbites définies.
- Les électrons existent plutôt simultanément sous forme d'ondes et de particules dans leur orbitale.
- Schrödinger a également montré que les différents types d'orbitales ont différentes formes.
- Ces formes définissent les zones de plus grande probabilité de trouver un électron.
- C'est le modèle quantique de l'atome.
- Le concept général de la théorie de Bohr, avec ses couches et sous-couches quantifiées, est jugé approprié pour expliquer le comportement chimique des éléments, mais le modèle quantique de Schrödinger décrit mieux le comportement réel des électrons.

2.7 États fondamentaux et excités des atomes

2.7.1 Définition

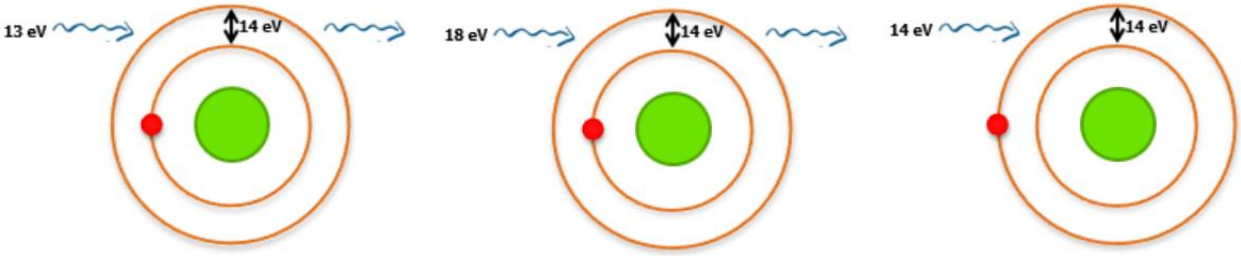
- Dans les conditions normales, les atomes sont dans leur état fondamental. Cela signifie que tous les électrons sont dans les orbites les plus basses possible.

- Si un atome est exposé à une source d'énergie (chaleur, électricité, lumière, etc.), les électrons absorbent de l'énergie et passent à une orbite supérieure (si l'énergie absorbée est égale à la différence d'énergie entre les orbites et s'il y a de la place dans une orbite supérieure).
    - Cette énergie est habituellement désignée par le terme « photon » (c'est un paquet quantique de lumière ou autre rayonnement électromagnétique).
- Lorsque cela se produit, l'atome est alors dans un état excité.



2.7.2 Énergie quantifiée

- Comme les couches d'électrons sont quantifiées, un électron doit absorber une quantité d'énergie qui est exactement égale à la différence d'énergie entre la couche où il se trouve et une couche supérieure pour y être excité.
- Si l'énergie disponible est supérieure ou inférieure à cette quantité, l'électron ne l'absorbera pas et l'atome ne deviendra pas excité.



2.7.3 Relaxation

- Lorsqu'un électron est excité, il reviendra naturellement à son niveau fondamental, ce que l'on appelle relaxation (on utilise aussi le terme « désexcitation »).
- L'électron excité peut retourner directement à sa couche d'origine (exemple : de $n = 3$ à $n = 1$) ou par étapes, c.-à-d. en passant d'une couche à une autre (exemple : de $n = 3$ à $n = 2$, puis à $n = 1$).

- Lorsqu'un électron revient à une couche d'énergie inférieure, il émet le photon d'énergie correspondant.
- Comme les couches ont des niveaux d'énergie très spécifiques (quantifiés), la relaxation d'un électron émet une quantité très précise d'énergie (photon), correspondant à une longueur d'onde également très précise de la lumière[14].
- Toutes les couleurs de lumière émises par un élément, lorsque ces divers états excités reviennent à l'état fondamental, composent le spectre lumineux de cet élément.

Auto-questionnaire 2.7

1. Utilisez les diagrammes de niveaux d'énergie de l'hydrogène de la section 2.3.2.2 pour répondre aux questions suivantes :
    a. Comment pouvez-vous dire que le diagramme de droite représente l'état excité de l'hydrogène?
    b. Si un électron est dans la couche $n = 1$, quelle est son énergie en eV?
    c. Si un électron est dans la couche $n = 2$, quelle est son énergie en eV?
    d. Combien faut-il d'énergie pour transférer un électron de la couche $n = 1$ à la couche $n = 2$?
    e. Faudrait-il la même quantité d'énergie, ou plus ou moins, pour faire passer un électron de la couche $n = 2$ à la couche $n = 3$?
    f. Si l'atome est exposé à des photons d'une énergie de 10,2 eV, que se passera-t-il? Pourquoi ou pourquoi pas?

Auto-questionnaire 2.7 – Réponses

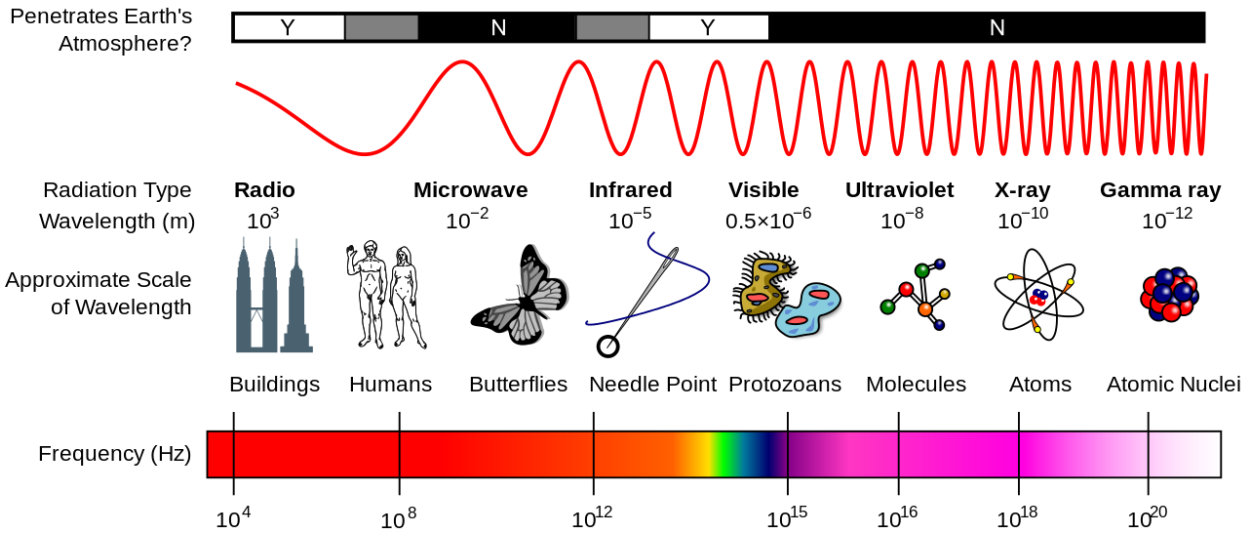
1. Utilisez les diagrammes de niveaux d'énergie de l'hydrogène de la section 2.3.2.2 pour répondre aux questions suivantes :
    a. Comment pouvez-vous dire que le diagramme de droite représente l'état excité de l'hydrogène? ***Dans ce diagramme, l'électron est sur l'orbite n = 3. Les électrons retournent toujours à une orbite d'énergie inférieure. Comme les orbites n = 1 et n = 2 sont vides, l'électron ne serait pas sur l'orbite n = 3 si l'atome n'avait pas été excité.***
    b. Si un électron est dans la couche $n = 1$, quelle est son énergie en eV? ***1,0 eV***
    c. Si un électron est dans la couche $n = 2$, quelle est son énergie en eV? ***11,2 eV***

[14] Le lien entre énergie et longueur d'onde est décrit à la section 2.8.

d. Combien faut-il d'énergie pour transférer un électron de la couche $n = 1$ à la couche $n = 2$? ***10,2 eV***
e. Faudrait-il la même quantité d'énergie, ou plus ou moins, pour faire passer un électron de la couche $n = 2$ à la couche $n = 3$? ***Il faut moins d'énergie pour faire passer un électron de la couche n = 2 à la couche n = 3, que de la couche n = 1 à la couche n = 2 (1,9 eV comparativement à 10,2 eV).***
f. Si l'atome est exposé à des photons d'une énergie de 10,2 eV, que se passera-t-il? Pourquoi ou pourquoi pas? ***L'électron sur l'orbite n = 1 (état fondamental) absorbera l'énergie et sera excité à l'orbite n = 2. Cela est possible parce que le photon a une énergie exactement égale à la différence d'énergie entre les orbites n = 1 et n = 2.***

2.8 Spectre électromagnétique

- Le spectre électromagnétique désigne toute la gamme des longueurs d'onde du rayonnement électromagnétique[15].
- Le rayonnement électromagnétique est un type de rayonnement dans lequel les champs électriques et magnétiques varient simultanément.
- Ce rayonnement comprend la lumière visible, les ondes radio, les rayons X, le rayonnement UV et tous les autres rayonnements bien connus des humains.

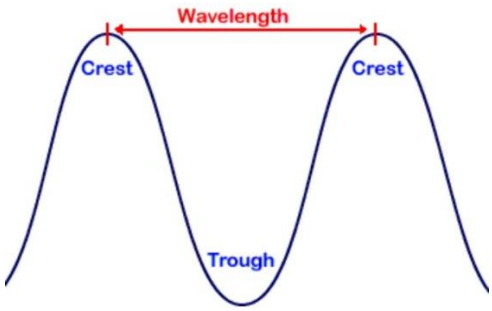


[15] Le présent cours requiert seulement une compréhension élémentaire du spectre électromagnétique.

2.8.1 Propriétés

2.8.1.1 Longueur d'onde

- La longueur d'onde est la distance entre les deux crêtes (ou les deux creux) d'une onde.
- La longueur d'onde est inversement proportionnelle à l'énergie de l'onde (par conséquent, les ondes longues ont une faible énergie et les ondes courtes ont une grande énergie).



2.8.1.2 Énergie

- L'énergie d'une onde de lumière est calculée à partir de sa longueur d'onde : $E = \frac{hc}{\lambda}$
  - *h* = constante de Planck = 6,626 x 10^{-34} J·s
  - *c = vitesse de la lumière (3 x 10^8 m/s)*
  - λ = longueur d'onde
  - *E = énergie*

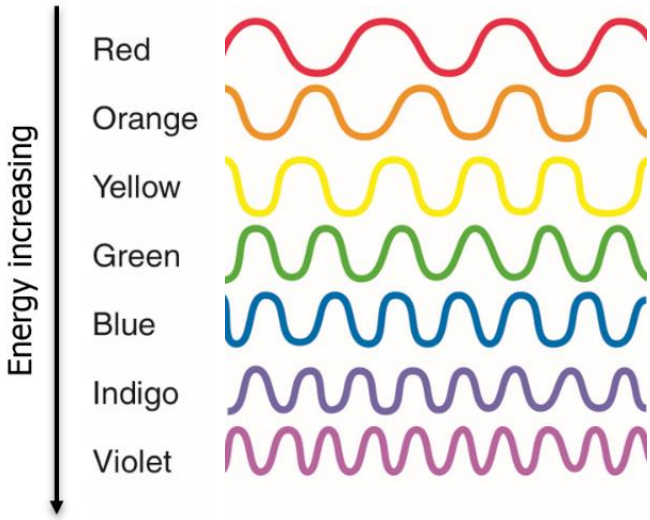
2.8.2 Lumière

2.8.2.1 Définition

- La lumière est une onde électromagnétique (c.-à-d. une onde qui contient de l'énergie).
- Elle est composée de photons (paquets quantifiés d'énergie) qui se déplacent à la vitesse de la lumière, désignée par le symbole c.
  - c = vitesse de la lumière (3 x 10^8 m/s)
- Les différents types de lumière sont caractérisés par leurs longueurs d'onde uniquesλ.
- La longueur d'onde définit la couleur de la lumière et la quantité d'énergie qu'elle transporte.

2.8.2.2 Spectre visible

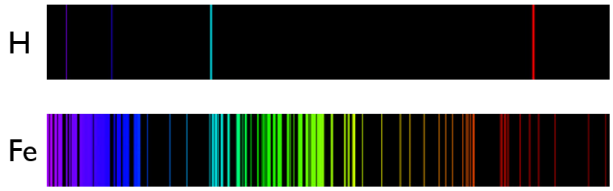
- Nos yeux détectent les longueurs d'onde de 400 à 750 nm sous forme de lumière de couleur.
    - La lumière rouge (750 nm) a la plus faible énergie.
    - La lumière violette (400 nm) a la plus grande énergie.



2.8.3 Spectre d'émission et d'absorption

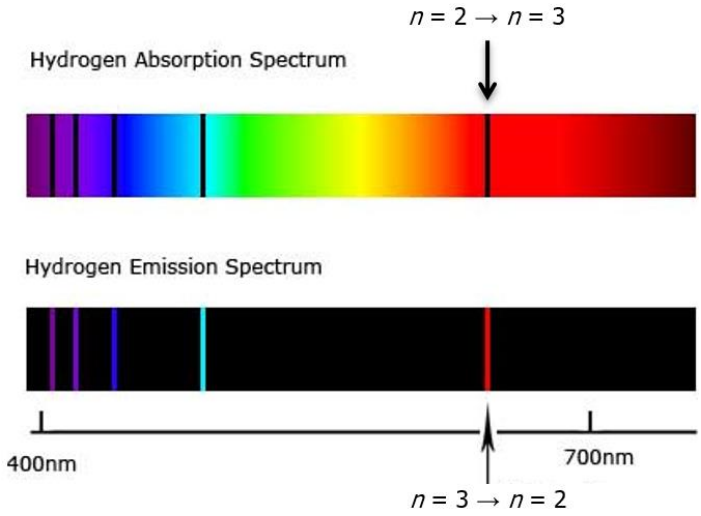
2.8.3.1 Spectre d'émission

- Le spectre d'émission d'un élément est l'ensemble des longueurs d'onde de lumière que l'élément émet lorsque les électrons excités reviennent à leur état fondamental.
- Un élément a plusieurs lignes dans son spectre d'émission, car plusieurs transitions d'un état excité à l'état fondamental sont possibles.
    - Exemple : Pour l'hydrogène, les transitions les plus notables sont les suivantes :
        - $n = 5 \rightarrow n = 2$ (lumière indigo)
        - $n = 4 \rightarrow n = 2$ (lumière bleue)
        - $n = 3 \rightarrow n = 2$ (lumière rouge)
- Il y a aussi de nombreuses transitions qui émettent des longueurs d'onde qui ne sont pas dans le spectre visible.
- Les métaux de transition, les lanthanides et les actinides ont des spectres d'émission plus complexes que les éléments du groupe principal, parce que le nombre de transitions possibles est plus grand en raison de leurs orbitales *d* et *f* partiellement remplies.



2.8.3.2 Spectre d'absorption

- Le spectre d'absorption d'un élément est l'ensemble des longueurs d'onde qui sont absorbées par un atome lorsque ses électrons sont excités.
- Le spectre d'absorption est l'inverse du spectre d'émission.



CHAPITRE 3 – PROPRIÉTÉS DES ATOMES

3.1 Propriétés d'un atome

- Le numéro atomique, Z, indique le nombre de protons dans un atome.
  - Le numéro atomique identifie un atome.
    - Exemple : Les atomes de carbone ont toujours six protons, de sorte que tout atome comportant six protons est un carbone.
  - Le numéro atomique est la seule façon d'identifier un élément, car le nombre d'électrons peut changer (on a alors des ions, voir la section 3.6) et le nombre de neutrons peut changer (on a alors des isotopes, voir la section 3.4).
- Le nombre de masse (A) est le nombre de protons plus le nombre de neutrons (la masse des électrons est négligeable par rapport à celle des protons et des neutrons, de sorte qu'elle n'est pas comptabilisée).
- L'unité de masse atomique (uma) est l'unité de masse d'un atome (chaque proton pèse 1 uma, chaque neutron pèse 1 uma, et à chaque électron on assigne 0 uma).
  - Exemple : 1 atome de carbone contient 6 protons, 6 électrons et 6 neutrons, de sorte que sa masse atomique est de 6 + 0 + 6 = 12 uma
- 1 uma = $1{,}66 \times 10^{-24}$ gramme.

Auto-questionnaire 3.1

1. Si on vous dit qu'un atome a un nombre de masse de 16 uma, cette information est-elle suffisante pour identifier l'élément? Dans l'affirmative, quel est l'élément?
2. Si on vous dit qu'un atome a un nombre de masse de 27 et contient 14 neutrons. Cette information est-elle suffisante pour identifier l'élément? Dans l'affirmative, quel est l'élément?

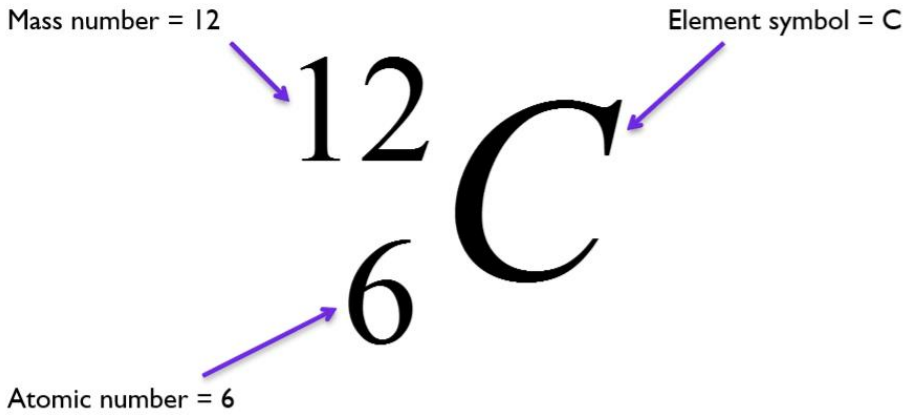
Auto-questionnaire 3.1 – Réponses

1. Si on vous dit qu'un atome a un nombre de masse de 16 uma, cette information est-elle suffisante pour identifier l'élément? Dans l'affirmative, quel est l'élément? ***Non, car de nombreux éléments peuvent avoir la même masse. C'est le numéro atomique (nombre de protons) qui identifie de façon unique chaque élément.***
2. Si on vous dit qu'un atome a un nombre de masse de 27 et contient 14 neutrons. Cette information est-elle suffisante pour identifier l'élément? Dans l'affirmative, quel est l'élément? ***Oui, car le nombre de neutrons peut être soustrait du nombre de masse pour déterminer le numéro atomique (nombre de protons), qui est unique pour chaque élément. Par***

conséquent, le numéro atomique de cet élément est 27 – 14 = 13, c.-à-d. l'aluminium.

3.2 Représentation des éléments

- La méthode classique pour représenter un élément consiste à placer devant le symbole de l'élément (X) son nombre de masse (A) en exposant, et son numéro atomique (Z) en indice, comme suit : ${}^{A}_{Z}X$
- Variantes
  - Parfois, on inverse l'emplacement de A et de Z. Il suffit de se rappeler que la masse est toujours supérieure au numéro atomique (ou égale, dans le cas de l'hydrogène, c.-à-d. 1).
  - Parfois, le numéro atomique Z n'est pas écrit. Cela ne porte pas à conséquence, car le nombre Z est redondant (par exemple, tous les atomes de carbone ont un numéro atomique de 6, de sorte qu'on n'a pas à utiliser en même temps le symbole de l'élément C et son numéro atomique 6).
  - Dans une phrase, le format exposant/indice n'est pas courant. Plutôt, on identifie habituellement un élément en écrivant son nom complet, suivi du nombre de masse A (par exemple, hydrogène 1 désigne un atome d'hydrogène avec une masse de 1 uma).



Auto-questionnaire 3.2

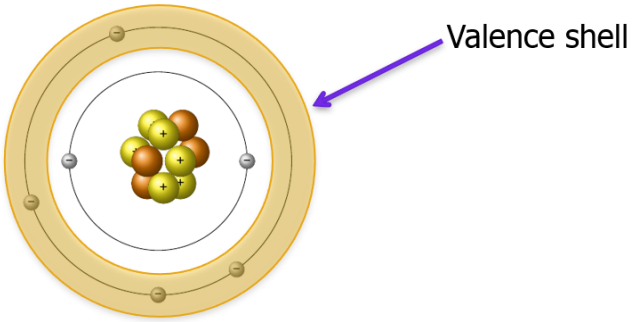
1. Répondez aux questions suivantes pour cet élément : ${}^{131}_{54}Xe$
   a. Quel est le nom complet de cet élément?
   b. Combien contient-il de protons, d'électrons et de neutrons?
   c. Représentez cet élément dans un autre format.

Auto-questionnaire 3.2 – Réponses

1. Répondez aux questions suivantes pour cet élément : $^{131}_{54}Xe$
    a. Quel est le nom complet de cet élément? ***Xénon***
    b. Combien contient-il de protons, d'électrons et de neutrons?
    Nombre de protons = numéro atomique = 54
    Nombre de neutrons = nombre de masse – numéro atomique = 131 – 54 = 77
    Nombre d'électrons = numéro atomique – charge = 54 – 0 = 54
    c. Représentez cet élément dans un autre format. ***Xénon 131 ou ^{131}Xe***

3.3 Couche de valence

- La couche la plus externe d'un atome qui contient des électrons dans l'état fondamental est appelée couche de valence.

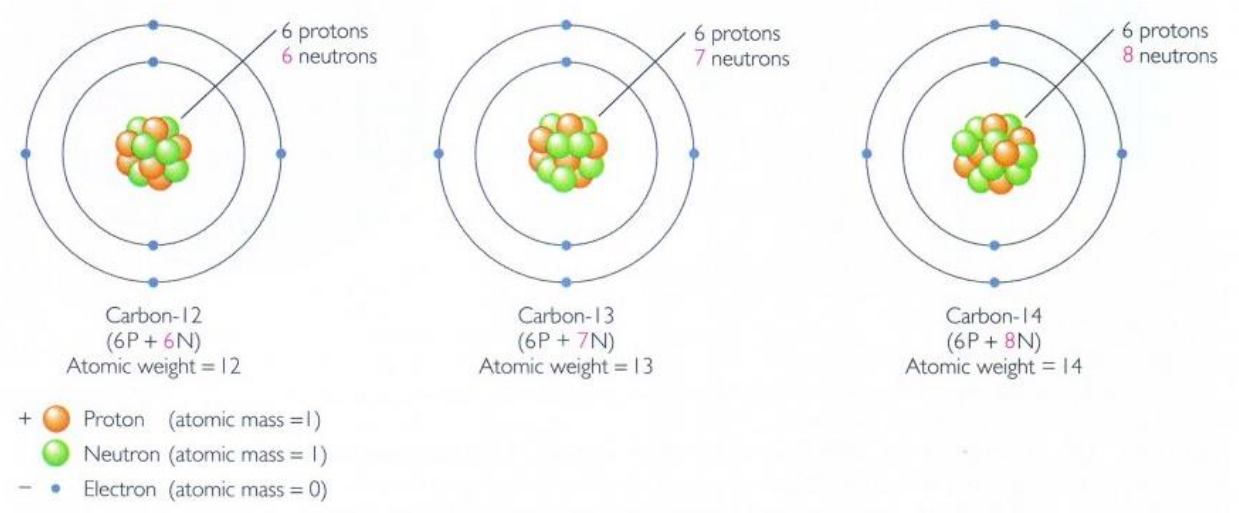


- Rappelez-vous qu'à la section 2.4, nous avons mentionné que les orbites électroniques sont subdivisées en orbitales qui ne sont pas remplies en ordre séquentiel. Les électrons de valence sont uniquement les électrons de l'orbite ayant le numéro *n* le plus élevé.
    - Exemple : Lorsque l'on tient compte de l'ordre de remplissage, la configuration électronique du brome est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.
    - Même si l'orbitale 3*d* est remplie après 4*s*, seuls les électrons de la couche *n* = 4 sont des électrons de valence : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{4s^2} 3d^{10} \mathbf{4p^5}$.
    - De sorte que le brome a sept électrons de valence, ce qui correspond au fait que cet élément se trouve dans la colonne 7 du tableau périodique.

3.4 Isotopes

- Le nombre de neutrons peut varier entre les différents atomes d'un même élément.

- Par conséquent, différents atomes d'un même élément peuvent avoir des masses différentes.
- Le nombre de neutrons d'un atome est habituellement similaire (mais pas nécessairement égal) au nombre de protons.
- Les atomes ayant un même nombre de protons, mais un nombre différent de neutrons, sont appelés isotopes de l'élément.
    - Exemple : Tous les atomes de carbone ont 6 protons. La plupart des atomes de carbone ont 6 neutrons, mais certains en ont 7 ou 8. Par conséquent, les isotopes du carbone pèsent 12, 13 ou 14 uma.



- Habituellement, seuls quelques isotopes d'un élément sont stables, et l'un d'entre eux est le plus courant.
    - Exemple : Le carbone 12 est stable et courant, le carbone 13 est stable mais rare, le carbone 14 est instable (radioactif).
- Certains éléments n'ont aucun isotope stable (exemple : uranium).

3.5 Masse moyenne

3.5.1 Définition

- Jusqu'à présent, nous avons décrit la masse atomique sous forme de nombre entier.
- Cela est vrai lorsque l'on parle d'un atome individuel (par exemple, un atome de carbone a une masse de 12 uma), mais en raison de l'existence des isotopes, différents atomes d'un même élément peuvent avoir des masses différentes (exemple : deux atomes de carbone peuvent avoir l'un une masse de 12 uma, et l'autre une masse de 13 uma, respectivement).

- Par conséquent, lorsque l'on parle d'un groupe d'atomes, sa masse est la moyenne de la masse des isotopes par rapport à l'abondance naturelle de chaque isotope.
- Cette masse est appelée masse moyenne (ou masse pondérée).
- Exemples :
    - Un groupe d'atomes de carbone contient 50 % de carbone 12 et 50 % de carbone 13, et la masse moyenne d'un atome de carbone est donc de (12 uma x 0,5) + (13 uma x 0,5) = 12,5 uma.
    - Un groupe d'atomes de carbone contient 75 % de carbone 12 et 25 % de carbone 13, et la masse moyenne d'un atome de carbone est donc de (12 uma x 0,75) + (13 uma x 0,25) = 12,25 uma.
- N'oubliez pas que la masse d'un atome individuel est toujours un nombre entier, de sorte que si je parle d'un seul atome de carbone, il aura une masse de 12 uma ou de 13 uma, mais si je parle d'un groupe d'atomes de carbone, sa masse moyenne sera de 12,25 uma (si on prend le deuxième exemple ci-dessus).

3.5.2 Abondance naturelle

3.5.2.1 Terre

- Chaque isotope est présent naturellement sur la Terre. Certains isotopes sont plus abondants que d'autres.
- La masse moyenne d'un élément tient compte de l'abondance de ses isotopes sur la Terre.
- Exemple : carbone
    - L'abondance naturelle du carbone 12 est de 98,93 %
    - L'abondance naturelle du carbone 13 est de 1,07 %
    - L'abondance naturelle du carbone 14 est sous forme de quantité trace
    - Masse moyenne du carbone = (12 uma x 0,9893) + (13 uma x 0,0107) + (14 uma x 0) = 12,01 uma

3.5.2.2 Espace

- L'abondance naturelle des isotopes varie dans l'espace.
- Par exemple, l'abondance relative de l'oxygène 16, de l'oxygène 17 et de l'oxygène 18 est différente dans les roches trouvées sur la Terre, sur Mars et sur les astéroïdes (et ailleurs dans l'univers).
- C'est de cette façon que les scientifiques peuvent déterminer si une roche trouvée sur la Terre provient d'un astéroïde ou s'il s'agit d'une roche terrestre. Si la roche provient d'un astéroïde, sa masse moyenne en oxygène sera différente de celle d'une roche terrestre.

Auto-questionnaire 3.4–3.5

1. Il y a trois isotopes de l'hydrogène : hydrogène 1, hydrogène 2 (deutérium) et hydrogène 3 (tritium).
    a. La masse moyenne de l'hydrogène est de 1,008 uma. À partir de cette information, quel est l'isotope d'hydrogène le plus courant sur la Terre?
    b. Le réacteur nucléaire CANDU (une invention canadienne) est réputé dans le monde entier, car il utilise de l'uranium naturel (au lieu de l'uranium enrichi), et de l'eau lourde comme modérateur de neutrons. Les molécules d'eau lourde (H_2O) contiennent du deutérium au lieu de l'hydrogène. Pourquoi l'eau lourde est-elle désignée ainsi?

Auto-questionnaire 3.4–3.5 – Réponses

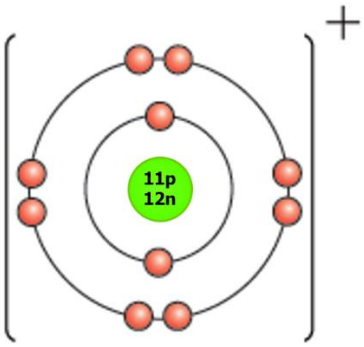
1. Il y a trois isotopes de l'hydrogène : hydrogène 1, hydrogène 2 (deutérium) et hydrogène 3 (tritium).
    a. La masse moyenne de l'hydrogène est de 1,008 uma. À partir de cette information, quel est l'isotope d'hydrogène le plus courant sur la Terre? ***L'hydrogène 1 est l'isotope le plus courant, parce que la masse moyenne de l'hydrogène est très près de 1 uma.***
    b. Le réacteur nucléaire CANDU (une invention canadienne) est réputé dans le monde entier, car il utilise de l'uranium naturel (au lieu de l'uranium enrichi), et de l'eau lourde comme modérateur de neutrons. Les molécules d'eau lourde (H_2O) contiennent du deutérium au lieu de l'hydrogène-1. Pourquoi l'eau lourde a-t-elle ce nom? ***La molécule d'eau contenant du deutérium a une masse de 2 uma, tandis que l'hydrogène 1 a une masse de 1 uma. Par conséquent, l'eau contenant du deutérium est plus lourde que l'eau contenant de l'hydrogène 1.***

3.6 Ions

3.6.1 Définition

- Un atome est neutre (c.-à-d. il n'a pas de charge) si le nombre de protons est égal au nombre d'électrons.
- Un atome qui a une charge est appelé « ion », et il a un nombre de protons différent du nombre d'électrons.
    - Anion = ion chargé négativement (plus d'électrons que de protons)
    - Cation = ion chargé positivement (moins d'électrons que de protons)

- Pour représenter un ion, on écrit le symbole de l'élément et on met en exposant la charge.
    - Exemple : Sodium auquel manque un électron : Na^+ (image ci-dessous)
    - Exemple : Oxygène portant deux électrons additionnels : O^{2-}
- Rappel : Les atomes ne peuvent pas perdre ou gagner de protons. Seuls les électrons peuvent être ajoutés ou retirés.



3.6.2 Calcul de la charge

- On calcule comme suit la charge d'un ion : charge = nombre de protons – nombre d'électrons
- On calcule comme suit le nombre d'électrons dans un ion : nombre d'électrons = numéro atomique – charge

Auto-questionnaire 3.6

1. Remplissez le tableau suivant :

	$^{14}N^{3-}$	$^{24}Mg^{2+}$	$^{23}Na^{+}$	$^{56}Fe^{3+}$
Mass Number				
Atomic Number				
# Protons				
# Neutrons				
# Electrons				

2. Qu'ont en commun les ions N^{3-}, Mg^{2+} et Na^+?

Auto-questionnaire 3.6 – Réponses

1. Remplissez le tableau suivant :

	$^{14}N^{3-}$	$^{24}Mg^{2+}$	$^{23}Na^{+}$	$^{56}Fe^{3+}$
Mass Number	14	24	23	56
Atomic Number	7	12	11	26
# Protons	7	12	11	26
# Neutrons	14 – 7 = 7	24 – 12 = 12	23 – 11 = 12	56 – 26 = 30
# Electrons	7 – (-3) = 10	12 – 2 = 10	11 – 1 = 10	26 – 3 = 23

2. Qu'ont en commun les ions N^{3-}, Mg^{2+} et Na^{+}? ***Ces trois ions ont 10 électrons en tout, dont 8 électrons de valence. Ces ions composent ce que l'on appelle un octet de valence complet (section 4.7), ce qui signifie qu'ils sont stables (non réactifs).***

3.7 État d'oxydation

- L'état d'oxydation (aussi appelé nombre d'oxydation) représente le nombre d'électrons qu'un atome peut gagner, perdre ou partager afin de produire une couche de valence complète pendant la liaison avec un autre élément.
- Ce nombre est un entier qui peut être positif, négatif ou égal à zéro.
- Les états d'oxydation sont importants pour comprendre les types de liaison et savoir combien d'atomes de chaque élément prennent part à une liaison.
- Mais l'état d'oxydation n'est pas nécessairement la même chose que la charge formelle.
- Les métaux de transition ont souvent des états d'oxydation stables multiples, car leurs orbitales *d* et *f* orbitales sont partiellement remplies, et ils peuvent être stables selon différents modes de remplissage des orbitales (les orbitales à moitié remplies sont souvent stables).
- Exemple : Le fer peut avoir +2 ou +3 comme états d'oxydation.
    - Les électrons les plus énergétiques dans le fer non lié sont dans les couches $4s^2 3d^6$. Le fer peut être stable avec les orbitales $4s^1 3d^5$ (orbitales 4*s* et 3*d* remplies à moitié; état d'oxydation de +2) ou

$4s^0 3d^5$ (orbitales 4*s* vides, orbitales 3*d* à moitié remplies; état d'oxydation de +3).

- Le tableau ci-dessous présente les états d'oxydation les plus communs des métaux de transition de la première rangée.

Element Name and Symbol	Atomic Number	Common Oxidation States	Electron Configuration	
Scandium (Sc)	21	+3	Sc: [Ar] $4s^2 3d^1$	Sc: [Ar] 4s 3d
Titanium (Ti)	22	+4	Ti: [Ar] $4s^2 3d^2$	Ti: [Ar] 4s 3d
Vanadium (V)	23	+2, +3, +4, +5	V: [Ar] $4s^2 3d^3$	V: [Ar] 4s 3d
Chromium (Cr)	24	+2, +3, +6	Cr: [Ar] $4s^1 3d^5$	Cr: [Ar] 4s 3d
Manganese (Mn)	25	+2, +3, +4, +6, +7	Mn: [Ar] $4s^2 3d^5$	Mn: [Ar] 4s 3d
Iron (Fe)	26	+2, +3	Fe: [Ar] $4s^2 3d^6$	Fe: [Ar] 4s 3d
Cobalt (Co)	27	+2, +3	Co: [Ar] $4s^2 3d^7$	Co: [Ar] 4s 3d
Nickel (Ni)	28	+2	Ni: [Ar] $4s^2 3d^8$	Ni: [Ar] 4s 3d
Copper (Cu)	29	+1,+2	Cu: [Ar] $4s^1 3d^{10}$	Cu: [Ar] 4s 3d
Zinc (Zn)	30	+2	Zn: [Ar] $4s^2 3d^{10}$	Zn: [Ar] 4s 3d

3.8 Radioactivité

3.8.1 Définition

- Les isotopes instables sont appelés « radioactifs ».
- Dans un isotope radioactif, le ratio des protons sur les neutrons est instable, de sorte que le noyau se désintègre naturellement au fil du temps.
    - Exemple : Le carbone 14 se désintègre en azote 14 (plus un électron).
    - Exemple : L'uranium 235 se désintègre en thorium 231 (plus une particule alpha)[16].

[16] Il s'agit ici de la désintégration naturelle de l'uranium 235, qui prend des centaines de millions d'années. On est plutôt habitué à parler de la désintégration de l'U 235 en krypton 92 et en baryum 141 (plus deux neutrons). Cette désintégration se produit dans un réacteur nucléaire après que l'U 235 a été bombardé avec des neutrons (l'U 235 devient du U 236, qui se désintègre rapidement en Kr 92 et en Ba 141). Cela ne se produit pas dans la nature.

3.8.2 Demi-vie

- Certains isotopes radioactifs se désintègrent plus rapidement que d'autres. La rapidité de désintégration d'un isotope radioactif est mesurée en termes de demi-vie.
- La demi-vie est le temps requis pour que 50 % d'un échantillon de matière radioactive se désintègre.
    - Exemple : La demi-vie du carbone 14 est 5 730 ans. Si au départ nous avons 100 atomes de carbone 14, après 5 730 ans, nous aurons 50 atomes de carbone 14 et 50 atomes d'azote 14.
    - Exemple : La demi-vie de l'uranium 238 est de 4,5 milliards d'années.
- La demi-vie du carbone 14 est relativement courte, de sorte qu'il est très rare de trouver du carbone 14 sur la Terre.
- Mais certains isotopes ont une très grande demi-vie et sont donc abondants sur la Terre (exemple : uranium 238).

CHAPITRE 4 – TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

4.1 Élaboration du tableau périodique

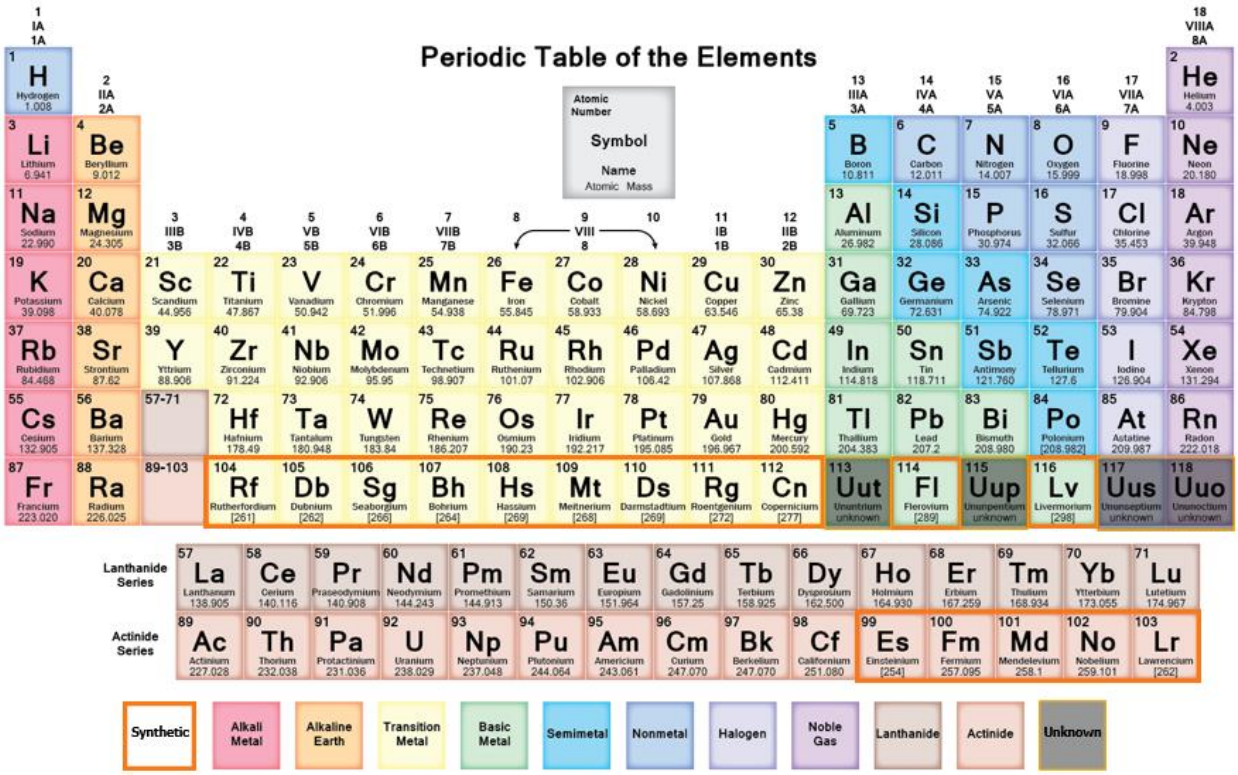
- Dmitri Mendeleïev a été la première personne à classifier systématiquement les éléments.
- En 1869, il a constaté la structure répétitive des propriétés physiques et chimiques des éléments, ce que l'on appelle la périodicité.
- Mendeleïev a trouvé qu'en classant les éléments par masse croissante et par groupe de huit éléments[17], tous les éléments dans une même colonne avaient des propriétés périodiques.
- La classification des éléments par Mendeleïev l'a amené à énoncer la « loi de Mendeleïev » (aussi appelée loi périodique) : « Les propriétés des éléments suivent des cycles réguliers (périodiques) lorsque les éléments sont classés par ordre de masse croissante ».
- Plus tard, on a réalisé que les éléments devaient être classés par numéro atomique croissant et non par leur masse, mais la masse était une bonne approximation.
- Le tableau périodique de Mendeleïev, dans sa formulation de 1898, est présenté ci-dessous (pour intérêt).

0	I	II	III	IV	V	VI	VII	
He 4	Li 7	Be 9·1	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	—
Ne 20	Na 23	Mg 24·4	Al 27·1	Si 28·4	P 31·0	S 32·1	Cl 35·5	—
Ar 40	K 39·1	Ca 40	Sc 44·1	Ti 48·1	V 51·2	Cr 52.1	Mn 55·0	Fe 56, Ni 58·7, Co 59
Kr > 45	Cu 63·6	Zn 65·4	Ga 70	Ge 72	As 75	Se 79·1	Br 80·0	—
X > 65	Rb 85·4	Sr 87·6	Y 89	Zr 90·6	Nb 94	Mo 96·0	—	Ru 102, Rh 103, Pd 106
—	Ag 107·9	Cd 112	In 114	Sn 118·5	Sb 120	Te 127	J 126·9	—
—	Cs 133	Ba 137·4	La 138 etc.	—	—	—	—	—
—	—	—	—	—	—	—	—	—
—	—	—	Yb 173	—	Ta 183	W 184	—	Os 191, Ir 193, Pt 195
—	Au 197·2	Hg 200·3	Tl 204·1	Pb 206·9	Bi 208	—	—	—
—	—	—	—	Th 232	—	U 240	—	—

[17] Cela tient compte des éléments du groupe principal (les métaux de transition, les lanthanides et les actinides ont été découverts plus tard).

4.2 Le tableau périodique moderne

- Le tableau périodique moderne contient « jusqu'à » 118 éléments[18], classés en 32 colonnes (8 pour les éléments du groupe principal, 10 pour les métaux de transition, 14 pour les lanthanides/actinides) et 7 rangées.
- Les colonnes sont appelées groupes. Les rangées sont appelées périodes.

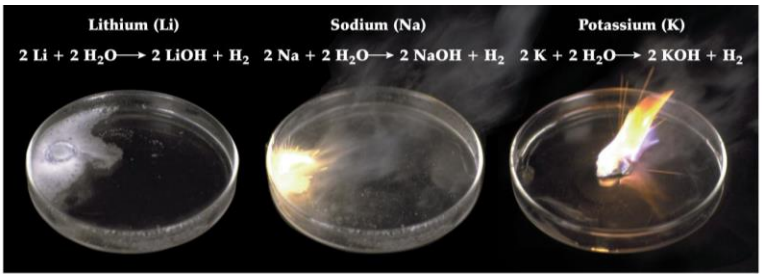


4.3 Périodicité

- Les éléments d'un même groupe ont des propriétés chimiques et physiques similaires.
    - Exemple : Aucun des éléments du groupe 18 (8A) ne participe à des réactions chimiques.
- Les éléments deviennent plus réactifs à mesure que l'on descend une colonne.

[18] Il y a « jusqu'à » 118 éléments, car les éléments dont le numéro atomique est égal ou supérieur à 99 n'ont pas été trouvés sur la Terre. Plusieurs des éléments lourds ont été synthétisés en laboratoire, et les éléments très lourds (numéro atomique de 113 et plus) sont très instables et sont très difficiles à synthétiser.

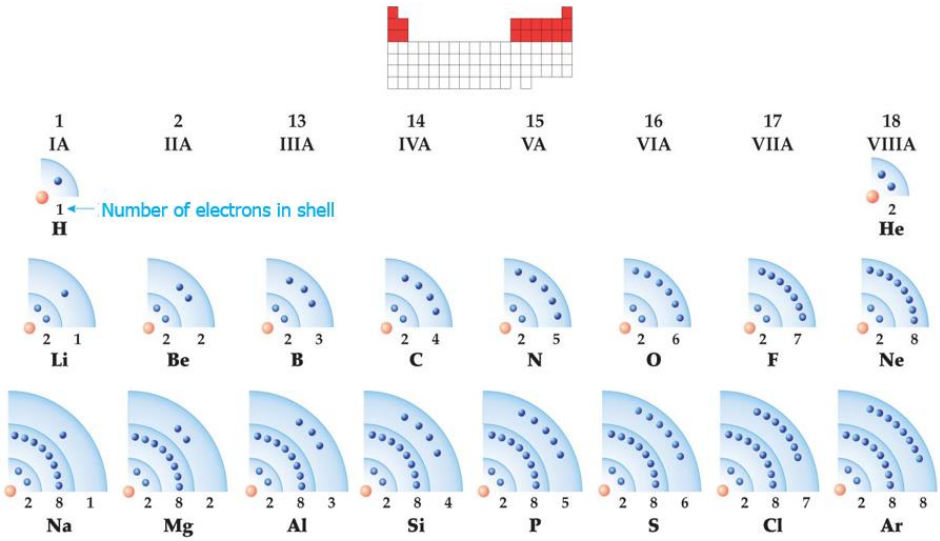
- Exemple : Tous les éléments alcalins (groupe 1) réagissent avec l'eau pour produire de la chaleur et de l'énergie, mais le lithium est moyennement réactif, tandis que le francium est très réactif.



4.4 Rangées et colonnes

4.4.1 Colonnes : Électrons de valence

- Le nombre d'électrons de valence dans un élément est égal au numéro de colonne de l'élément (pour les éléments du groupe principal).
- Cela explique la périodicité observée dans le tableau périodique, car le nombre d'électrons de valence détermine les propriétés et la réactivité d'un élément.
    - Exemple : Tous les éléments de la colonne 1 ont un électron dans leur couche de valence, si bien qu'ils ont des propriétés similaires.



4.4.2 Rangées : Nombre de couches électroniques

- Le nombre de couches contenant des électrons peut être déterminé d'après le numéro de rangée de l'élément.

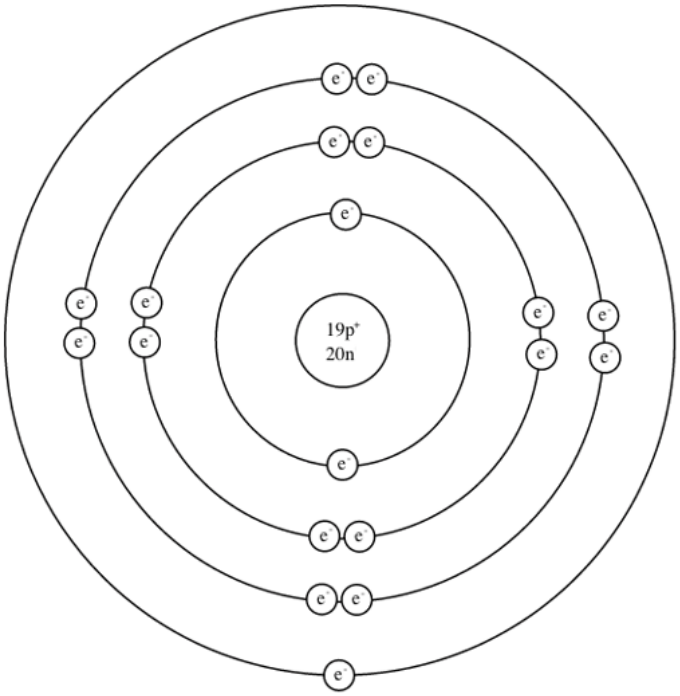
- Les éléments de la première rangée (H, He) ont un ou des électrons uniquement dans la première couche.
- Les éléments de la deuxième rangée (Li, Be, B, C, N, O, F, Ne) ont des électrons dans la première et la deuxième couches, etc.

Auto-questionnaire 4.4

1. Trouvez le potassium (K) dans le tableau périodique.
    a. Quel est son numéro de colonne?
    b. Quel est son numéro de rangée?
    c. Combien y a-t-il d'électrons dans la couche de valence du potassium?
    d. Combien de couches (orbites) du potassium contiennent des électrons?
    e. Le potassium est-il plus ou moins réactif que le césium?
    f. Dessinez le diagramme de Bohr du potassium.

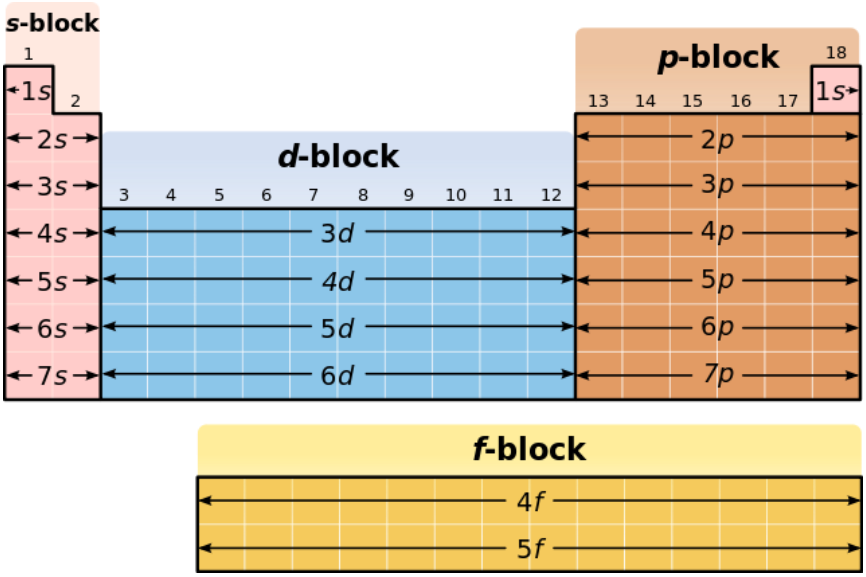
Auto-questionnaire 4.4 – Réponses

1. Trouvez le potassium (K) dans le tableau périodique.
    a. Quel est son numéro de colonne? ***Un***
    b. Quel est son numéro de rangée? ***Quatre***
    c. Combien y a-t-il d'électrons dans la couche de valence du potassium? ***Un***
    d. Combien de couches (orbites) du potassium contiennent des électrons? ***Quatre***
    e. Le potassium est-il plus ou moins réactif que le césium? ***Le potassium est moins réactif que le césium.***
    f. Dessinez le diagramme de Bohr du potassium.



4.5 Blocs périodiques

- Le tableau périodique est divisé en quatre blocs, chacun permettant de déterminer la configuration électronique d'un élément.
- Chaque bloc correspond à l'une des quatre sous-couches *s, p, d, f*.
- Le nombre de colonnes dans chaque bloc correspond au nombre d'électrons que peut contenir chaque type de sous-couche.
    - Le bloc *s* (groupe principal) a 2 colonnes, de sorte que les orbitales *s* peuvent contenir 2 électrons.
    - Le bloc *p* (groupe principal) a 6 colonnes, de sorte que les orbitales *p* peuvent contenir 6 électrons.
    - Le bloc *d* (métaux de transition) a 10 colonnes, de sorte que les orbitales *d* peuvent contenir 10 électrons.
    - Le bloc *f* (lanthanides/actinides) a 14 colonnes, de sorte que les orbitales *f* peuvent contenir 14 électrons.
- Le bloc périodique indique quelle orbitale est remplie en dernier.
- Le numéro de rangée indique le nombre *n* de la dernière orbitale remplie.
    - Exemple : Le carbone est dans la rangée 2 du bloc *p*, de sorte que l'orbitale 2*p* est la dernière orbitale remplie pour le carbone. Toutes les orbitales avant celle-ci (1*s*, 2*s*) sont remplies.



4.6 Détermination de la configuration électronique

4.6.1 Configuration complète

- Pour déterminer la configuration électronique d'un élément, on commence par l'hydrogène puis on se déplace de gauche à droite dans le tableau périodique, jusqu'à ce que l'on arrive à la fin du bloc. C'est la première rangée du bloc *s*, qui correspond à l'orbitale 1s. Si l'élément qui vous intéresse se trouve plus loin, cela signifie que son orbitale 1s doit être remplie : $1s^2$.
- Comme il y a seulement deux éléments dans la première rangée, on passe à la deuxième rangée, qui se trouve dans les blocs *s* et *p* (2*s* et 2*p*). Si l'élément qui vous intéresse se trouve après, cela signifie que ces orbitales sont remplies, et vous obtenez la structure électronique : $1s^22s^22p^6$.
- Passez maintenant à la troisième rangée, qui comprend les blocs *s* et *p* (3*s* et 3*p*). Si l'élément qui vous intéresse se trouve après, la structure électronique devient : $1s^22s^22p^63s^23p^6$.
- Passez ensuite à la quatrième rangée, qui comprend les blocs *s*, *p* et *d* (4*s*, 4*p*, 3*d*).
    - REMARQUE : Le nombre *n* d'orbitales *d* est (numéro de la rangée) – 1.
- Si l'élément qui vous intéresse se trouve après, la structure électronique devient : $1s^22s^22p^63s^23p^64s^24p^63d^{10}$.
    - REMARQUE : L'ordre de remplissage des orbitales, selon les blocs périodiques, est le même que celui du schéma de remplissage des orbitales du chapitre 3, partie I.

- Passez ensuite à la cinquième rangée, qui comprend les blocs *s*, *p* et *d* (5*s*, 5*p*, 4*d*). Si l'élément qui vous intéresse se trouve après, la structure électronique devient : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 3d^{10} 5s^2 5p^6 4d^{10}$.
- Passez ensuite à la sixième rangée, qui comprend les blocs *s*, *p*, *d* et *f* (6*s*, 6*p*, 5*d*, 4*f*).
    - REMARQUE : Le nombre *n* nombre de l'orbitale *f* est (numéro de la rangée) – 2.
- Si l'élément qui vous intéresse se trouve après, la structure électronique devient : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 3d^{10} 5s^2 5p^6 4d^{10} 6s^2 6p^6 5d^{10} 4f^{14}$.
- Enfin, la septième rangée comprend les blocs *s*, *p*, *d* et *f* (7*s*, 7*p*, 6*d*, 5*f*). Si l'élément qui vous intéresse se trouve après, la structure électronique devient : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 3d^{10} 5s^2 5p^6 4d^{10} 6s^2 6p^6 5d^{10} 4f^{14} 7s^2 7p^6 6d^{10} 5f^{14}$.
- La configuration électronique ci-dessus est celle de l'ununoctium (élément 118).
- Si vous êtes intéressé par la configuration électronique d'un élément antérieur, suivez le même processus mais arrêtez à la rangée où se trouve cet élément. Toutes les orbitales avant l'orbitale représentée par cette rangée sont remplies. La dernière orbitale contient le nombre d'électrons égal au numéro de la colonne dans le bloc.
    - Exemple : Le carbone est dans la rangée 2, de sorte que l'orbitale 1*s* (rangée 1) est remplie. Il est également dans le bloc *p*, de sorte que l'orbitale 2*s* (premier bloc dans la rangée 2) est remplie. Il est aussi dans la colonne 2 du bloc *p*, de sorte que l'orbitale 2*p* contient deux électrons. La configuration électronique du carbone est donc $1s^2 2s^2 2p^2$.

4.6.2 Configuration en forme abrégée

- L'écriture de toute la configuration électronique d'un élément peut être très laborieuse. Il existe heureusement une forme abrégée.
- Écrivez le symbole de l'élément du gaz noble qui précède l'élément qui vous intéresse, et mettez-le entre crochets. Vous ajoutez ensuite seulement la configuration électronique des orbitales additionnelles qui sont occupées dans l'élément qui vous intéresse.
    - Exemple : Titane : [Ar] $4s^2\ 3d^2 = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$.

Auto-questionnaire 4.6

1. Écrivez la configuration électronique des éléments suivants (forme longue et forme abrégée) :
    a. soufre (S)
    b. fer (Fe)
    c. sélénium (Se)
2. Combien d'électrons de valence contient chacun de ces éléments?

Auto-questionnaire 4.6 – Réponses

1. Écrivez la configuration électronique des éléments suivants :

   Forme longue

   a. soufre (S) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^4}$
   b. fer (Fe) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}\ 3d^6$
   c. sélénium (Se) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}\ 3d^{10}\ \mathbf{4p^4}$

   Forme abrégée

   a. soufre (S) = [Ne] $\mathbf{3s^2\ 3p^4}$
   b. fer (Fe) = [Ar] $\mathbf{4s^2}\ 3d^6$
   c. sélénium (Se) = [Ar] $\mathbf{4s^2}\ 3d^{10}\ \mathbf{4p^4}$

2. Combien d'électrons de valence contient chacun de ces éléments?
   a. soufre (S) = 6
   b. fer = 2
   c. sélénium = 6

4.7 Règle de l'octet

- Règle de l'octet : Un élément réagit pour former des liaisons ou des composés de façon à ce qu'il y ait, si possible, huit électrons dans sa couche de valence.
- L'élément a ainsi une configuration de couche de valence identique à celle d'un gaz noble, ce qui le rend très stable.
- La règle de l'octet est très importante pour comprendre les réactions chimiques (chapitre 10).

4.8 Gaz nobles et composés

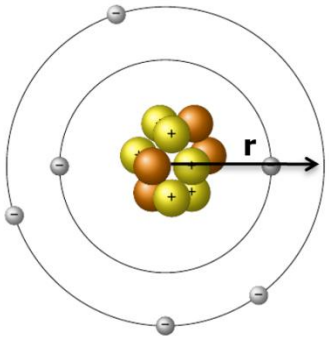
- Les éléments de la colonne 8 ont huit électrons dans leur couche de valence. Comme cette couche de valence contient uniquement des orbitales *s* et *p*, elles sont remplies avec huit électrons[19].
  - Les atomes réagissent afin d'avoir une couche de valence complète. Cependant, comme ils ont déjà une couche de valence complète, les gaz nobles ne sont pas réactifs.
  - Les gaz nobles sont donc très stables (non réactifs).

[19] L'hélium a seulement deux électrons dans sa couche de valence, car c'est un petit élément qui a des électrons uniquement sur l'orbite $n = 1$. Avec une seule orbitale *s*, il a une couche de valence complète avec deux électrons.

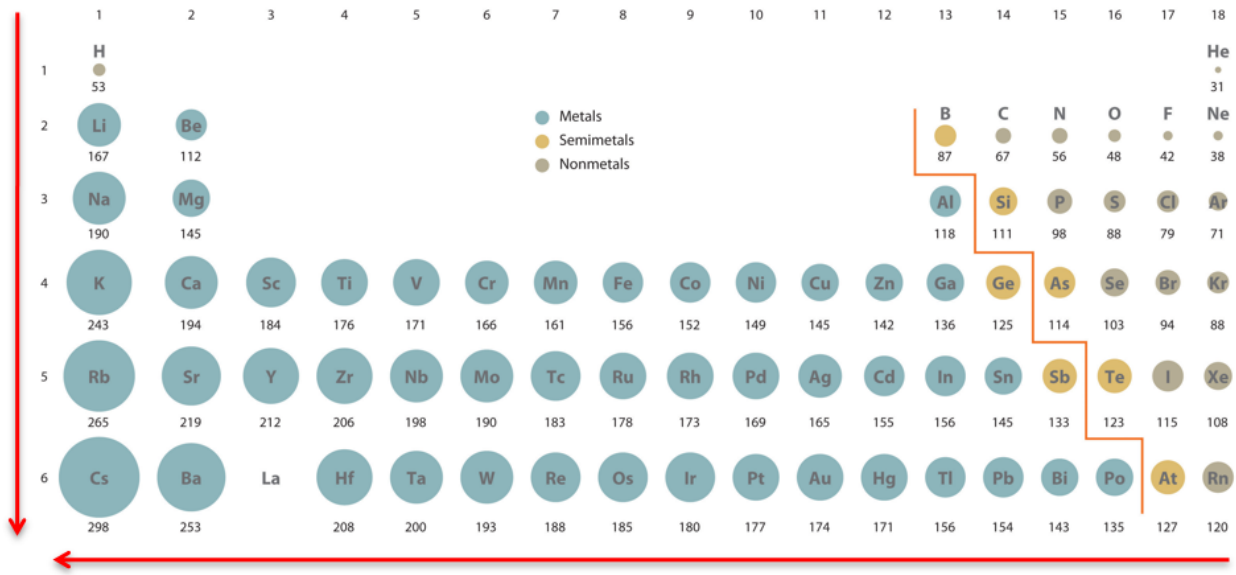
- Tous les autres éléments doivent établir une liaison pour obtenir une couche de valence complète. Ils se répartissent en deux types de substances.
    - Substance élémentaire : Une substance consistant en un seul type d'élément.
- Exemple : O_2 (oxygène gazeux) = deux atomes d'oxygène liés ensemble.
- Exemple : Ne (néon gazeux) = un seul atome de néon.
    - Composé : Une collection de deux ou plusieurs types différents d'éléments liés ensemble.
- Exemple : H_2O (eau) = deux atomes d'hydrogène liés à un atome d'oxygène.
- Exemple : CH_4 (méthane) = un atome de carbone lié à quatre atomes d'hydrogène.

4.9 Tendances dans le tableau périodique

4.9.1 Rayon atomique



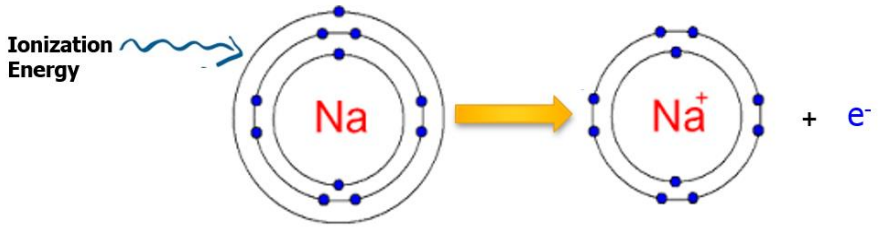
- Le rayon atomique est la distance entre le centre du noyau et la limite du nuage électronique environnant.
- On mesure ce rayon en angströms, Å, et 1 angström = 10^{-10} mètre.
- Le rayon atomique augmente à mesure que l'on descend dans une colonne du tableau périodique.
    - En descendant une colonne, le nombre d'orbites occupées augmente, de sorte que l'atome est plus gros.
- Le rayon atomique diminue lorsque l'on va de gauche à droite dans une rangée.
    - En effet, lorsque l'on va de gauche à droite, la couche de valence contient plus d'électrons, et le noyau contient plus de protons.
    - Comme les protons sont positivement chargés, chaque proton additionnel augmente la force d'attraction du noyau sur les électrons. Par conséquent, les orbites se rapprochent du noyau et le rayon atomique diminue.



4.9.2 Énergie d'ionisation

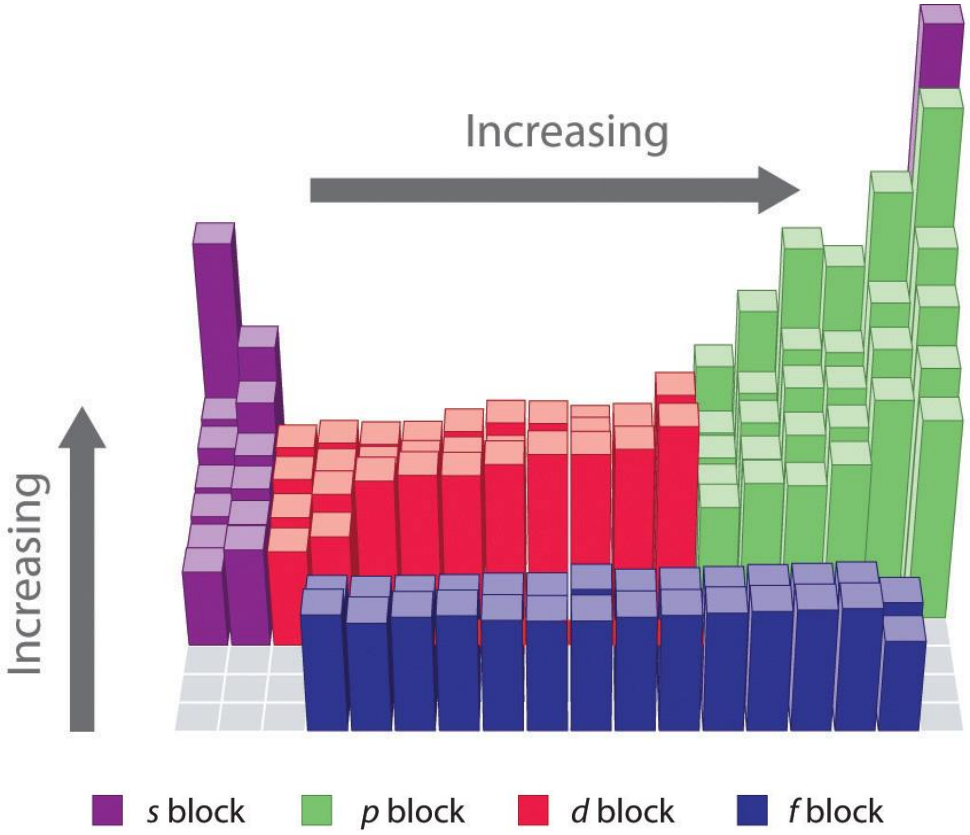
4.9.2.1 Tendances dans l'énergie d'ionisation

- L'énergie d'ionisation est l'énergie requise pour retirer un électron de valence d'un atome et former un cation.



- La tendance de l'énergie d'ionisation est opposée à celle du rayon atomique.
- L'énergie d'ionisation diminue lorsque l'on descend dans une colonne.
    - Lorsque le nombre d'orbites occupées augmente, les électrons de valence sont plus loin du noyau, de sorte que la force d'attraction entre les électrons de valence et le noyau est plus faible, et qu'il faut moins d'énergie pour retirer un électron.
- L'énergie d'ionisation augmente de gauche à droite, sur une même rangée.
    - Lorsque le rayon atomique diminue, la force d'attraction entre les électrons de valence et le noyau est plus grande, et il faut donc plus d'énergie pour retirer un électron.
    - Dans le même ordre d'idées, lorsque l'on se déplace de gauche à droite sur une rangée, la couche de valence des éléments est

presque complète, de sorte que les éléments à la toute droite cherchent vraiment à acquérir (et non perdre) des électrons, tandis que les éléments à la toute gauche sont moins attachés à leurs électrons.



4.9.2.2 Énergies d'ionisation multiples

- Nous parlons habituellement de la première énergie d'ionisation, c.-à-d. l'énergie requise pour retirer un électron d'un atome neutre.
- La deuxième énergie d'ionisation est l'énergie requise pour retirer un deuxième électron, c.-à-d. retirer un électron d'un cation a +1.
    - La deuxième énergie d'ionisation est beaucoup plus grande que la première, parce qu'il y a plus de protons que d'électrons dans le cation +1, et donc que la force d'attraction entre le noyau et les électrons de valence est plus forte.
- La troisième énergie d'ionisation est encore beaucoup plus grande que la deuxième.

4.9.2.3 Énergie d'ionisation des gaz nobles

- Les gaz nobles ont des énergies d'ionisation exceptionnellement élevées, parce que s'ils perdent un électron, leur octet devient incomplet.
- Dans le même ordre d'idées, les métaux de la colonne 1 ont une deuxième énergie d'ionisation très élevée, parce qu'ils ont un octet complet quand ils sont sous la forme de cations +1.
- Les métaux de la colonne 2 ont une troisième énergie d'ionisation très élevée, parce qu'ils ont un octet complet quand ils sont sous la forme de cations +2.

CHAPITRE 5 – ÉTATS DE LA MATIÈRE ET GAZ

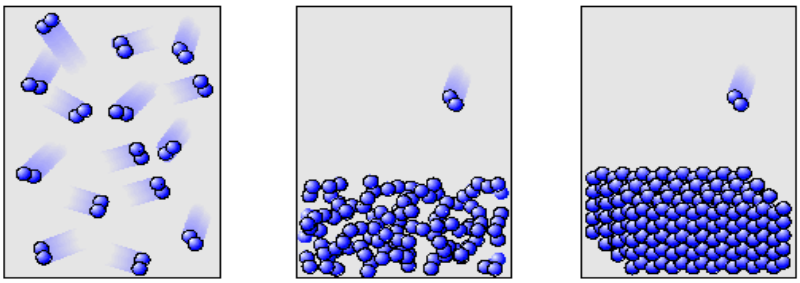
5.1 Énergie cinétique

- L'énergie cinétique est l'énergie qu'une molécule possède en vertu de son mouvement.
- Toute molécule à une température au-dessus de zéro kelvin a une énergie cinétique.
- La température est une représentation de la quantité d'énergie cinétique d'une substance.
- Plus la température est élevée, plus les molécules se déplacent rapidement et plus elles ont de l'énergie cinétique.

5.2 États de la matière

- L'état d'un composé moléculaire dépend de son énergie cinétique par rapport à l'intensité de ses forces intermoléculaires.
    - Gaz : L'énergie cinétique est supérieure aux forces intermoléculaires.
    - Liquide : L'énergie cinétique est comparable aux forces intermoléculaires.
    - Solide : Les forces intermoléculaires sont supérieures à l'énergie cinétique[20].
- Les forces intermoléculaires sont des forces qui attirent les molécules les unes vers les autres. Nous les décrirons plus en détail à la section 9.3.
    - Les forces intermoléculaires sont présentes uniquement dans les composés qui contiennent des molécules (c.-à-d. des groupes d'atomes que l'on peut distinguer). Tous les composés dont nous traitons dans ce chapitre sont de nature moléculaire.
- Lorsqu'un composé a des forces intermoléculaires intenses, il faut plus d'énergie cinétique pour l'amener à un état moins ordonné (p. ex., du solide au liquide, ou du liquide au gaz).
- Les composés ayant des forces intermoléculaires intenses ont des points de fusion ou d'ébullition plus élevés.
    - Exemple : Dans l'eau, dont le point de fusion est de 0 °C, les forces intermoléculaires sont plus intenses que dans l'ammoniac dont le point de fusion est de -78 °C.

[20] Nous traitons seulement des gaz dans ce chapitre. Les liquides et les solides existent en raison des forces intermoléculaires (section 9.3). Nous pouvons traiter dès maintenant des gaz, car leurs forces intermoléculaires sont négligeables.



5.3 Gaz

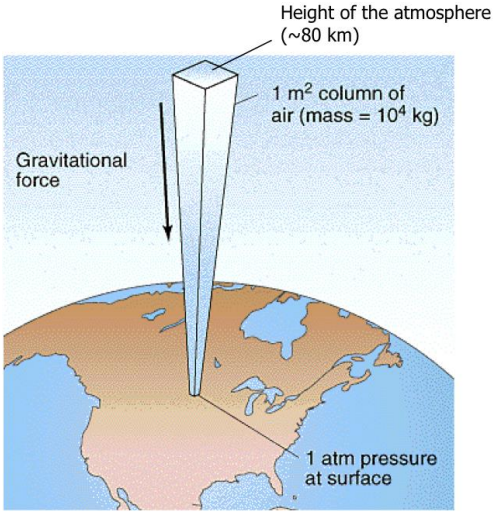
5.3.1 Introduction aux gaz

- Au cours des derniers siècles, de nombreuses innovations techniques ont vu le jour grâce à la maîtrise des propriétés des gaz :
    - poudre à canon (armes à feu, pièces pyrotechniques, fusées)
    - moteurs (vapeur, combustion, aéronefs)
    - refroidissement/ventilation (réfrigérateurs, systèmes CVAC)
    - énergie (éoliennes)
- Comme l'énergie cinétique dans les gaz est beaucoup plus grande que les forces intermoléculaires, nous pouvons négliger les forces intermoléculaires lorsque nous analysons les gaz.
- En d'autres mots, tous les gaz se comportent de façon très similaire (comme un gaz parfait).

5.3.2 Propriétés des gaz

5.3.2.1 Pression

- La pression est la force par unité de surface.
- Votre corps est très sensible à la pression.
    - C'est pourquoi vos oreilles se « bouchent » ou se « débouchent » lorsque vous changez d'altitude rapidement (votre corps tente d'égaliser sa pression intérieure avec celle de l'atmosphère).
    - Si on vous amenait dans un environnement sans pression atmosphérique, comme le vide de l'espace interplanétaire, votre corps gonflerait et vous mouriez instantanément.
- La pression atmosphérique est la force exercée sur la surface de la Terre par toutes les molécules d'air qui entrent en collision avec la surface de la Terre.
    - L'air exerce une grande pression sur la Terre, car les molécules d'air sont attirées vers sa surface par la gravité.
    - La pression atmosphérique normale est de 1 atm (ou encore 760 Torr ou 760 mm Hg).



5.3.2.2 Volume

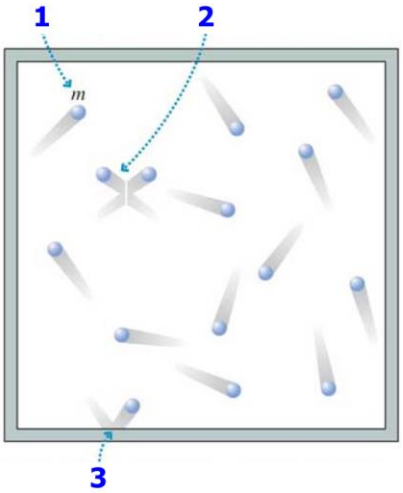
- En raison de la grande vitesse des molécules dont ils sont composés, les gaz remplissent instantanément tout volume dans lequel on les place.
    - Les gaz peuvent être comprimés dans un espace restreint, ou dilatés dans un grand espace.
- Par conséquent, pour mesurer le volume d'un gaz, il suffit de mesurer les dimensions de son contenant.

5.3.3.3 Température

- Comme pour toute matière, la température d'un gaz est une indication de son énergie cinétique.
    - Si vous chauffez un gaz, vous augmentez son énergie cinétique, si bien que la vitesse des molécules du gaz augmente.
    - Si vous refroidissez un gaz, l'énergie cinétique est réduite et la vitesse des molécules du gaz diminue.
- Si vous refroidissez suffisamment un gaz, l'énergie cinétique sera du même ordre que les forces intermoléculaires, de sorte que les molécules s'attireront mutuellement et le gaz se condensera en un liquide.

5.3.3 Gaz parfaits

- On peut décrire un gaz parfait selon trois caractéristiques principales :
    1. Le gaz est composé d'un grand nombre de molécules (*N*), chacune ayant une masse (*m*), et se déplaçant de façon aléatoire.



2. Les molécules contenues dans le gaz sont éloignées les unes des autres et interagissent uniquement lorsqu'elles entrent en collision, ce qui est rare.
3. Les collisions des molécules entre elles et avec les parois du contenant sont élastiques, ce qui signifie qu'aucune énergie n'est perdue pendant ces collisions.

5.3.4 Loi des gaz parfaits

5.3.4.1 La loi

- Les quatre propriétés d'un gaz parfait sont les suivantes (leurs unités sont indiquées entre parenthèses)[21] :

[21] Vous devez utiliser ces unités pour que la constante *R* s'annule. Si vous mesurez les propriétés du gaz avec d'autres unités, vous devrez utiliser des facteurs de conversion (section 0.6.1). Par ailleurs, vous pouvez aussi utiliser une version différente de la constante *R*, mais cela n'est pas recommandé, car les calculs peuvent devenir très compliqués.

Valeur de *R*	**Unités ($V\,P\,T^{-1}\,n^{-1}$)**
8,3144621	$J\,K^{-1}\,mol^{-1}$
8,31446	$VC\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$5{,}189\times10^{19}$	$eV\,K^{-1}\,mol^{-1}$
0,08205736	$L\,atm\,K^{-1}\,mol^{-1}$
1,9872041	$cal\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$1{,}9872041\times10^{-3}$	$kcal\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$8{,}3144621\times10^{7}$	$erg\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$8{,}3144621\times10^{-3}$	$uma\,(km/s)^2\,K^{-1}$
8,3144621	$L\,kPa\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$8{,}3144621\times10^{3}$	$cm^3\,kPa\,K^{-1}\,mol^{-1}$
8,3144621	$m^3\,Pa\,K^{-1}\,mol^{-1}$
8,3144621	$cm^3\,MPa\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$8{,}3144621\times10^{-5}$	$m^3\,bar\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$8{,}205736\times10^{-5}$	$m^3\,atm\,K^{-1}\,mol^{-1}$
82,05736	$cm^3\,atm\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$84{,}78402\times10^{-6}$	$m^3\,kgf/cm^2\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$8{,}3144621\times10^{-2}$	$L\,bar\,K^{-1}\,mol^{-1}$
$62{,}36367\times10^{-3}$	$m^3\,mmHg\,K^{-1}\,mol^{-1}$

- Pression du gaz, *P* (atmosphère, atm)
- Volume de l'espace occupé par le gaz, *V* (litre, L)
- Température du gaz, *T* (kelvin, K)
- Quantité de molécules dans le gaz, *n* (moles, mol)[22]

- Ces propriétés sont reliées ensemble par la loi des gaz parfaits, avec l'équation : *PV* = *nRT*, où *R* est une constante, $R = 0,08206 \frac{L \cdot atm}{K \cdot mol}$.
  - Si vous connaissez ou déterminez trois de ces propriétés, vous pouvez calculer la quatrième.
  - Si l'une de ces propriétés change, vous pouvez recalculer les autres.

Auto-questionnaire 5.3.4A

1. Utilisez la loi des gaz parfaits (*PV* = *nRT*) pour obtenir des valeurs pour *P, V, T* et *n*. Faites les réarrangements nécessaires dans l'équation. Veuillez vous reporter aux principes de la section 0.7 pour cet exercice.

Auto-questionnaire 5.3.4A – Réponses

1. Utilisez la loi des gaz parfaits (*PV* = *nRT*) pour obtenir des valeurs pour *P, V, T* et *n*. Veuillez vous reporter aux principes de la section 0.7 pour cet exercice.

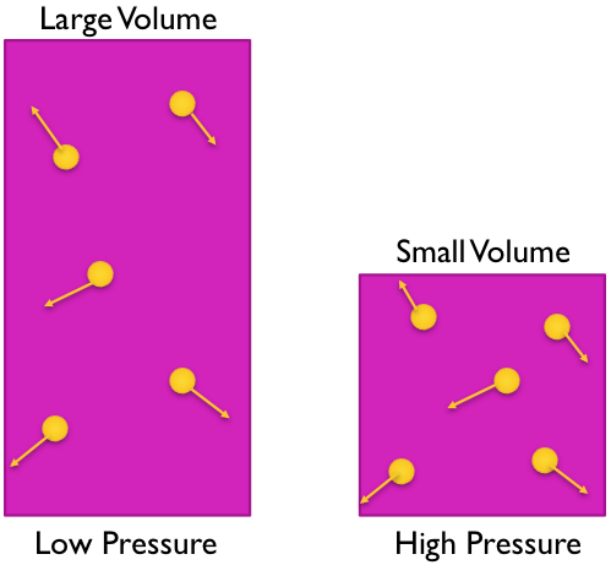
$$P = nRT / V$$
$$V = nRT / P$$
$$n = PV / RT$$
$$T = PV / nR$$

62,36367	L mmHg K^{-1} mol^{-1}
62,36367	L Torr K^{-1} mol^{-1}
6,132440	ft lbf K^{-1} g-mol^{-1}
1545,34896	ft lbf R^{-1} lb-mol^{-1}
10,73159	ft^3 psi R^{-1} lb-mol^{-1}
0,7302413	ft^3 atm R^{-1} lb-mol^{-1}
1,31443	ft^3 atm K^{-1} lb-mol^{-1}
998,9701	ft^3 mmHg K^{-1} lb-mol^{-1}
1,986	Btu lb-mol^{-1} R^{-1}

[22] L'unité des moles est décrite en détail à la section 6.1. Pour le moment, il suffit de savoir comment calculer le nombre de moles à partir de la loi des gaz parfaits.

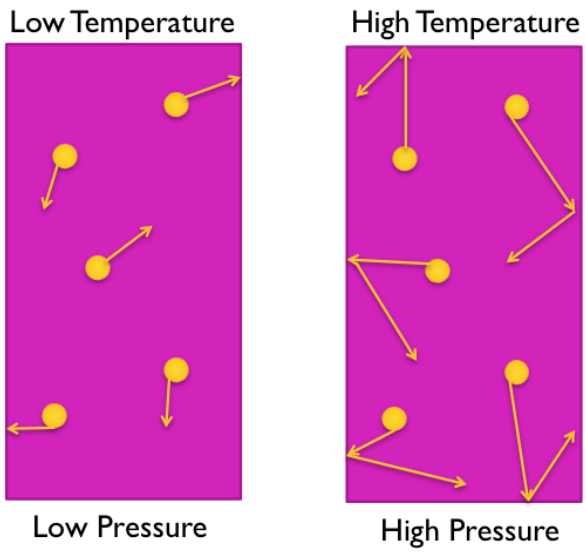
5.3.4.2 Effet du volume

- Si vous réduisez le volume d'un contenant dans lequel se trouve un gaz, les molécules de gaz heurteront les parois du contenant plus souvent qu'avant la réduction du volume.
- Il s'ensuit une augmentation de la pression.
- La pression est donc inversement proportionnelle au volume (c.-à-d. lorsque le volume du contenant diminue, la pression augmente et vice versa).
- $P \alpha 1/V$



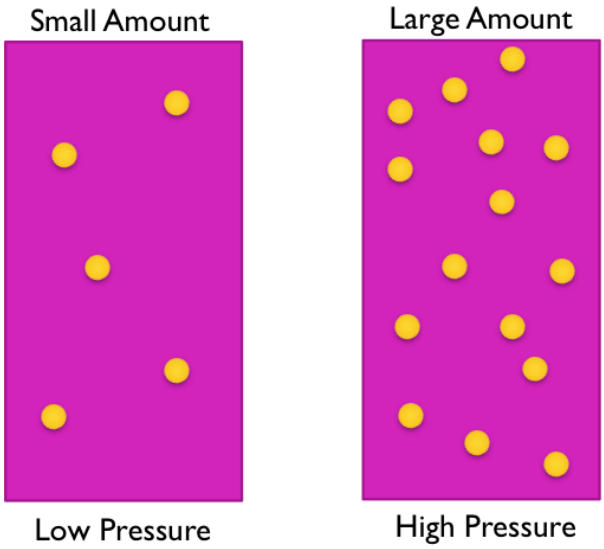
5.3.4.3 Effet de la température

- Si vous augmentez la température des molécules de gaz dans un contenant, les molécules se déplacent plus rapidement.
- Les molécules heurtent donc plus souvent les parois du contenant, ce qui accroît la pression.
- Par conséquent, la pression est proportionnelle à la température (c.-à-d. lorsque la température augmente, la pression augmente, et vice versa).
- $P \alpha T$



5.3.4.4 Effet du nombre de molécule

- Si vous augmentez le nombre de molécules de gaz dans un contenant, les molécules heurtent les parois du contenant plus souvent.
- Il s'ensuit une augmentation de la pression.
- Par conséquent, la pression est proportionnelle au nombre de molécules du gaz (c.-à-d. lorsque la quantité de gaz augmente, la pression augmente, et vice versa).
- $P \alpha n$



5.3.4.5 États initiaux et finaux

- On peut également utiliser la loi des gaz parfaits pour calculer l'état initial d'un système gazeux à partir de son état final, et vice versa.

- L'équation qui suit découle de la loi des gaz parfaits (pour les états initiaux ou finaux), car on peut la réarranger et calculer R :

$$R = \frac{P_i V_i}{n_i T_i}, \qquad = \frac{P_f V_f}{n_f T_f}$$

- *R* est une constante, de sorte que ces équations sont égales.
- On obtient ainsi une forme utile de la loi des gaz parfaits permettant de décrire un système gazeux ayant des états initial et final différents :

$$\frac{P_i V_i}{n_i T_i} = \frac{P_f V_f}{n_f T_f}$$

Auto-questionnaire 5.3.4B

1. Un gaz à l'intérieur d'un ballon a une pression de 745,5 mm Hg, un volume de 250,0 mL et une température de 25,5 °C. Quel est le nombre de moles de gaz dans le ballon (1 atm = 760 mm Hg)?
2. Quelle doit être la température (en °C) s'il y a 2,0 moles de gaz dans un contenant en acier de 4,0 L, et que la pression mesurée est de 100 atm?
3. Un gaz ayant initialement une pression P = 2,00 atm, une température T = 200,0 K et un volume V = 50,0 mL est contenu dans un cylindre pourvu d'un piston amovible. Le cylindre est chauffé à T = 220 K et le piston est poussé vers le bas de sorte que le volume du gaz diminue à V = 25,0 mL. Calculez la pression finale en atmosphères.

Auto-questionnaire 5.3.4B – Réponses

1. Un gaz à l'intérieur d'un ballon a une pression de 745,5 mm Hg, un volume de 250,0 mL et une température de 25,5 °C. Quel est le nombre de moles de gaz dans le ballon (1 atm = 760 mm Hg)?

   P = 745,5 mm Hg x (1 atm / 760 mm Hg) = 0,981 atm

   V = 250 mL x (1 L / 1 000 mL) = 0,250 L

   T = 25,5 °C + 273,15 = 298,65 K

   $$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0,981atm)(0,250L)}{(0,08206\,{}^{L\cdot atm}\!/_{K\cdot mol})(298,65K)} = 0,010mol$$

2. Quelle doit être la température (en °C) s'il y a 2,0 moles de gaz dans un contenant en acier de 4,0 L, et que la pression mesurée est de 100 atm?

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{(100atm)(4,0L)}{(2,0mol)(0,08206\,{}^{L\cdot atm}/_{K\cdot mol})} = 2\,437K$$

T = 2 437 K – 273,15 = 2 164 °C

3. Un gaz ayant initialement une pression P = 2,00 atm, une température T = 200,0 K et un volume V = 50,0 mL est contenu dans un cylindre pourvu d'un piston amovible. Le cylindre est chauffé à T = 220 K et le piston est poussé vers le bas de sorte que le volume du gaz diminue à V = 25,0 mL. Calculez la pression finale en atmosphères.

État initial	***État final***
P_i = 2,00 atm	***P_f = ?***
T_i = 200,0 K	***T_f = 220,0 K***
V_i = 0,0500 L	***V_f = 0,0250 L***

$n_i = n_f$

Voici l'équation pour comparer les états initial et final d'un gaz :

$$\frac{P_i\,V_i}{n_i\,T_i} = \frac{P_f\,V_f}{n_f\,T_f}$$

Mais comme le nombre de moles du gaz est identique au début et à la fin de cette réaction, le terme n est identique des deux côtés de l'équation. On peut donc l'éliminer en multipliant les deux côtés de l'équation par n. Rappel : On peut manipuler une équation pourvu que toute opération réalisée du côté droit soit également réalisée du côté gauche :

$$\cancel{n}\left(\frac{P_i\,V_i}{\cancel{n_i}\,T_i}\right) = \cancel{n}\left(\frac{P_f\,V_f}{\cancel{n_f}\,T_f}\right) \Rightarrow \frac{P_i\,V_i}{T_i} = \frac{P_f\,V_f}{T_f}$$

On peut maintenant réarranger l'équation pour isoler P_f :

$$\frac{T_f}{V_f}\left(\frac{P_i\,V_i}{T_i}\right) = \frac{\cancel{T_f}}{\cancel{V_f}}\left(\frac{P_f\,\cancel{V_f}}{\cancel{T_f}}\right) \Rightarrow P_f = \frac{P_i\,V_i\,T_f}{V_f\,T_i}$$

Nous pouvons maintenant calculer P_f :

$$P_f = \frac{P_i\,V_i T_f}{V_f T_i} = \frac{(2,00atm)(0,0500L)(220,0K)}{(200,0K)(0,0250L)} = 4,40atm$$

SECTION II – COMPOSÉS CHIMIQUES

CHAPITRE 6 – MOLES ET MASSE MOLAIRE

6.1 Moles

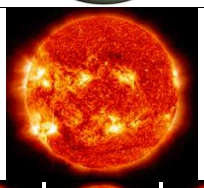
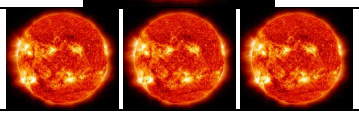
6.1.1 Définition

- Comme les atomes et les molécules sont de <u>très</u> petites entités, il faut une très grande unité pour les dénombrer.
    - Exemple : Il y a 8 000 000 000 000 000 000 000 000 molécules d'eau dans 1 tasse.
- Cette unité est appelée *mole* (symbole : mol), et 1 mole = $6{,}022 \times 10^{23}$ entités.
    - Le nombre $6{,}022 \times 10^{23}$ est appelé nombre d'Avogadro (N_A).
- En exprimant le nombre d'atomes ou de molécules en unités de moles, il est beaucoup plus aisé de le manipuler.
    - Exemple : Il y a 13 moles de molécules d'eau dans 1 tasse.
- Une mole n'est qu'une unité de mesure. Vous pouvez avoir une mole de différentes choses, tout comme vous pouvez avoir une douzaine de différentes choses.
    - Exemple : Il y a une douzaine de personnes dans la salle. Il y a 20 douzaines de graines de pavot sur les bagels que j'ai achetés ce matin.
    - Exemple : Il y a 1 mole de molécules d'eau dans mon verre. Il y a 6 moles d'atomes de carbone dans le glucose contenu dans mon paquet de sucre.
- Une mole de molécules peut contenir plusieurs moles d'atomes (tout comme une douzaine de bagels peut contenir 10 douzaines de graines de pavot).
    - Exemple : Une mole de molécules d'eau (H_2O) contient deux moles d'atomes d'hydrogène et une mole d'atomes d'oxygène.

6.1.2 Quelle est la grandeur d'une mole?

- Les humains ne peuvent pas vraiment saisir les nombres aussi grands qu'une mole. Utilisons alors l'analogie des petits pois.
- Cette analogie consiste à calculer la surface qui serait couverte par 1 mole de petits pois.

Exposant	Valeur	Analogie	Image
10^0	1	Un pois	
10^1	10	10 pois = gousse de pois	
10^2	100	10 gousses de pois = cuillère de pois	
10^3	1 000	10 cuillères = bol de pois	
10^4	10 000	10 bols = sac de pois	
10^5	100 000	10 sacs = tiroir rempli de pois	
10^6	1 000 000	10 tiroirs remplis = chambre à coucher remplie de petit pois	
10^7	10 000 000	10 chambres = maison remplie de petit pois	
10^9	1 000 000 000	100 maisons = village rempli de petit pois	
10^{11}	100 000 000 000	100 villages = petite ville remplie de petit pois	
10^{13}	10 000 000 000 000	100 petites villes = ville métropolitaine remplie de petit pois	

10^{15}	1 000 000 000 000 000	100 villes métropolitaines = État de New York couvert de petit pois	
10^{17}	100 000 000 000 000 000	100 petits États = Canada couvert de petit pois	
10^{19}	10 000 000 000 000 000 000	100 grands pays = surface de la Terre couverte de petit pois	
10^{21}	1 000 000 000 000 000 000 000	100 petites planètes = planète Saturne couverte de pois	
10^{23}	100 000 000 000 000 000 000 000	100 grosses planètes = ½ de la surface du soleil couverte de petit pois	
6×10^{23}	600 000 000 000 000 000 000 000	3 soleils couverts de petit pois[23]	

Auto-questionnaire 6.1

1. Combien de moles d'atomes d'azote y a-t-il dans 1 mole de N_2 gazeux?
2. Combien de molécules de N_2 y a-t-il dans 1 mole d'azote gazeux?
3. Combien de moles y a-t-il dans $1{,}8 \times 10^{24}$ molécules de glucose ($C_6H_{12}O_6$)?

[23] On peut également faire ce calcul par une méthode algébrique (mais cela est au-delà de la portée du présent cours). Si vous êtes intéressé, voici comment nous procédons : on peut considérer une mole de pois comme un plan recouvert de cercles inscrits dans des hexagones. Cela signifie que la superficie πr^2 des pois doit être divisée par 0,9069 pour donner l'aire d'un hexagone. Pour des poids d'un diamètre de 5 mm, cela représente $1{,}3038 \times 10^{13}$ km^2, ce qui est 2,14 x la superficie du soleil.

4. Combien de moles d'atomes de carbone y a-t-il dans 1,8 x 10^{24} molécules de glucose ($C_6H_{12}O_6$)?

Auto-questionnaire 6.1 – Réponses

1. Combien de moles d'atomes d'azote y a-t-il dans 1 mole de N_2 gazeux?

   Nombre d'atomes = nombre de molécules x (atomes/molécule)
   = 1 mole x (2 N / N_2)
   = 2 moles

2. Combien de molécules de N_2 y a-t-il dans 1 mole d'azote gazeux?

   Nombre de molécules = n x N_A
   = 1 mol x (6 x 10^{23} molécules/mol)
   = 6 x 10^{23} molécules N_2

3. Combien de moles y a-t-il dans 1,8 x 10^{24} molécules de glucose ($C_6H_{12}O_6$)?

   n = (nombre de molécules) / N_A
   = (1,8 x 10^{24} molécules) / (6 x 10^{23} molécules/mol)
   = 3 mol de glucose

4. Combien de moles d'atomes de carbone y a-t-il dans 1,8 x 10^{24} molécules de glucose ($C_6H_{12}O_6$)?

   Nombre d'atomes = nombre de molécules x (atomes/molécule)
   = 3 moles x (6 C / $C_6H_{12}O_6$)
   = 18 moles

6.2 Masse molaire

6.2.1 Définition

- La masse molaire (*M*) est la masse de 1 mole de composé.
- Elle est exprimée en unité de grammes par mole (g/mol).
- La masse molaire d'un élément est indiquée dans le tableau périodique.
  - Exemple : La masse molaire de l'hydrogène est de 1,008 g/mol, de sorte que 1 mol d'atomes d'hydrogène pèse 1,008 gramme ou 6 x 10^{23} atomes d'hydrogène pèsent 1,008 gramme.
- La masse d'une mole d'atomes (ou de molécules) est exprimée en unité de g/mol. La masse d'un seul atome (ou molécule) est exprimée en uma.
  - Exemple : Un atome d'hydrogène 1 a une masse de 1 uma. La masse de 1 mole d'atomes d'hydrogène est supérieure à 1 gramme, car on tient compte de l'abondance naturelle de tous les isotopes de l'hydrogène.

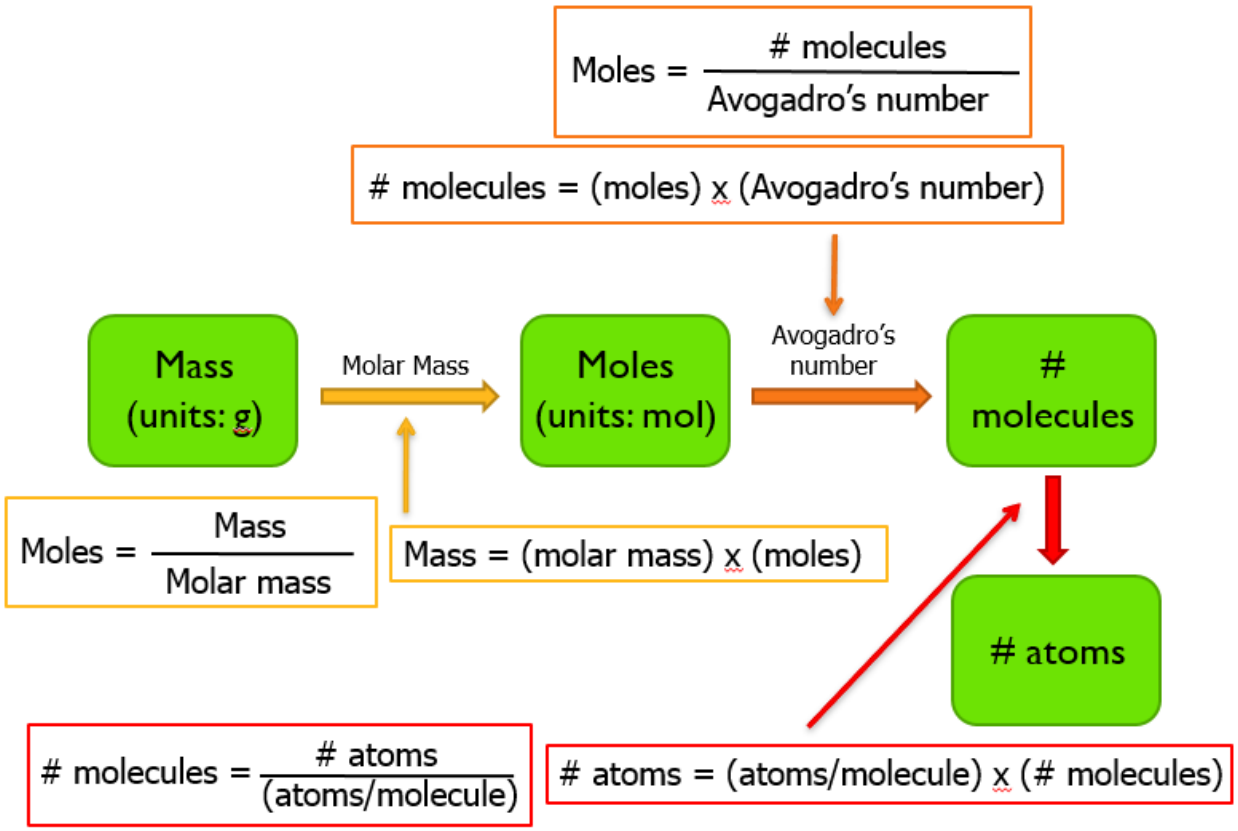
6.2.2 Calcul de la masse molaire

- La masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires de ses composants.
- Exemple : $M(H_2O)$ = [2 x M(H)] + M(O)
  = (2 x 1,008 g/mol) + 15,999 g/mol
  = 18,015 g/mol

  Par conséquent, 1 mole de molécules de H_2O pèse 18,015 grammes (ou 6×10^{23} molécules de H_2O pèsent 18,015 grammes).

6.3 Conversion entre la masse, les moles et le nombre de molécules

- Le nombre d'Avogadro vous permet de faire les conversions entre les moles et le nombre de molécules.
- La masse molaire vous permet de faire les conversions entre la masse et le nombre de moles.



Auto-questionnaire 6.3

Pour répondre aux questions suivantes, vous devrez utiliser l'information des sections 0.6, 5.3.4 et 6.3.

1. Répondez aux questions suivantes au sujet du difluorure de magnésium (MgF_2) :
   a. Quelle est la masse molaire du difluorure de magnésium?
   b. Si vous avez une bouteille scellée de MgF_2 qui contient 35,6 grammes du gaz, combien y a-t-il de moles de MgF_2 dans la bouteille?
   c. Combien y a-t-il de molécules de MgF_2?
   d. Combien y a-t-il d'atomes de fluor?
2. Un pneu d'automobile a un volume interne de 20,0 L et est à une température de 22 °C. Il est rempli d'air jusqu'à une pression totale de 30 lb/po^2. Vous devez utiliser les facteurs de conversion suivants :

   1 atm = 14,696 lb/po^2

   1 lb = 453,6 g

   a. Quelle est la quantité de moles d'air dans le pneu?
   b. Si l'air est entièrement composé d'azote (N_2), combien y a-t-il de grammes d'azote dans le pneu?
   c. Combien y a-t-il de livres d'air dans le pneu?
3. Nous avons deux ballons identiques, l'un est rempli de 1,00 mole de monoxyde de carbone (CO), et l'autre est rempli de 1,00 mole de dioxyde de carbone (CO_2). Les deux gaz sont à une pression de 1,00 atm et à une température de 25,0 °C.
   a. Quel est le volume en litres de chaque ballon?
   b. Calculez les masses molaires de CO et de CO_2. Qu'en concluez-vous au sujet du poids relatif des deux ballons? La masse molaire a-t-elle un effet sur le volume de gaz?

Auto-questionnaire 6.3 – Réponses

Pour répondre aux questions suivantes, vous devrez utiliser l'information des sections 0.6, 5.3.4 et 6.3.

1. Répondez aux questions suivantes au sujet du difluorure de magnésium (MgF_2) :

   a. Quelle est la masse molaire du difluorure de magnésium?

   $M(MgF_2)$ = M(Mg) + [2 x M(F)]

   = 24,305 g/mol + (2 x 18,998 g/mol)

   = 62,302 g/mol

b. Si vous avez une bouteille scellée de MgF_2 qui contient 35,6 grammes du gaz, combien y a-t-il de moles de MgF_2 dans la bouteille?

n = m/M
= 35,6 g / 62,305 g/mol
= 0,571 mol

c. Combien y a-t-il de molécules de MgF_2?

Nombre de molécules = n x N_A
= 0,571 mol x (6 x 10^{23} molécules/mol)
= 3,43 x 10^{23} molécules MgF_2

d. Combien y a-t-il d'atomes de fluor?

Nombre d'atomes = (nombre de molécules) x (atomes/molécule)
= (3,43 x 10^{23} molécules MgF_2) x (2 F / MgF_2)
= 6,85 x 10^{23} atomes F

2. Un pneu d'automobile a un volume interne de 20,0 L et est à une température de 22 °C. Il est rempli d'air jusqu'à une pression totale de 30 lb/po^2. Vous devez utiliser les facteurs de conversion suivants :

1 atm = 14,696 lb/po^2
1 lb = 453,6 g

a. Quelle est la quantité de moles d'air dans le pneu?

T = 22 °C + 273,15 = 294,15 K

P = 30 lb/po² x (1 atm / 14,696 lb/po²) = 2,0414 atm

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(2,0414atm)(20,0L)}{(0,08206\,{}^{L\cdot atm}/_{K\cdot mol})(294,15K)} = 1,69mol$$

b. Si l'air est entièrement composé d'azote (N_2), combien y a-t-il de grammes d'azote dans le pneu?

M(N_2) = 2 x M(N) = 2 x 14,0067 g/mol = 28,0134 g/mol

m(N_2) = n x M = 1,69 mol x 28,0134 g/mol = 47,3 g

c. Combien y a-t-il de livres d'air dans le pneu?

m_{lb} = 47,3 g x (1 lb / 453,6 g) = 0,104 lb

3. Nous avons deux ballons identiques, l'un est rempli de 1,00 mole de monoxyde de carbone (CO), et l'autre est rempli de 1,00 mole de dioxyde de carbone (CO_2). Les deux gaz sont à une pression de 1,00 atm et à une température de 25,0 °C.
   a. Quel est le volume en litres de chaque ballon?

      T = 25,0 °C + 273,15 = 298,15 K

      $$V_{CO} = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,00mol)(298,15K)(0,08206\,{}^{L\cdot atm}\!/_{K\cdot mol})}{1,00atm} = 24,5L$$

      $$V_{CO_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,00mol)(298,15K)(0,08206\,{}^{L\cdot atm}\!/_{K\cdot mol})}{1,00atm} = 24,5L$$

      Le volume des deux ballons est de 24,5 litres.

   b. Calculez les masses molaires de CO et de CO_2. Qu'en concluez-vous au sujet du poids relatif des deux ballons? La masse molaire a-t-elle un effet sur le volume de gaz?

      M(CO) = M(C) + M(O) = 12,0107 g/mol + 15,9994 g/mol = 28,0101 g/mol

      M(CO_2) = M(C) + {2 x M(O)} = 12,0107 g/mol + (2 x 15,9994 g/mol) = 44,0095 g/mol

      Le dioxyde de carbone (CO_2) est plus lourd que le monoxyde de carbone (CO), de sorte que le ballon contenant le CO_2 sera plus lourd que le ballon contenant le CO, car chaque ballon contient un nombre égal de molécules de gaz.

      La masse molaire des gaz n'a pas d'effet sur le volume du gaz, car la loi des gaz parfaits dépend du nombre de moles, et non du poids du gaz.

CHAPITRE 7 – NOMENCLATURE CHIMIQUE

7.1 Introduction à la nomenclature

- Les composés chimiques sont nommés selon le système de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (IUPAC).
- C'est un système très détaillé. Dans ce cours, vous avez seulement besoin de savoir comment nommer les composés binaires (substances composées de 2 éléments).
- Les règles de nomenclature sont différentes pour les composés ioniques et covalents, de sorte que vous devez d'abord identifier si le composé est ionique (métal + non-métal) ou covalent (deux non-métaux) avant de le nommer.

7.2 Composés ioniques

- Le nom du métal ne change pas.
- Le suffixe « ure » remplace la terminaison du non-métal, sauf dans le cas de l'oxygène, où on a « oxyde ».
    - Exemple : « oxygène » devient « oxyde »
    - Exemple : « soufre » devient « sulfure »
    - Exemple : « chlore » devient « chlorure »
- Exemples :
    - NaCl = chlorure de sodium
    - K_2S = sulfure de potassium
    - MgF_2 = fluorure de magnésium

7.3 Composés covalents

- Tout comme les composés ioniques, le nom de l'élément le moins électronégatif est inchangé, et on l'écrit en premier dans la formule.
- De plus, le suffixe « ure » remplace la fin du nom de l'élément le plus électronégatif, qui est écrit en deuxième dans la formule.
- À la différence des composés ioniques, on utilise des préfixes grecs pour indiquer combien il y a d'atomes de chaque élément dans le composé.

1	mono
2	di
3	tri
4	tétra
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	octa

9	nona
10	déca

- Par convention, le préfixe « mono » n'est pas inclus pour le premier élément.
    - Exemple : Le CO est appelé monoxyde de carbone, au lieu de monoxyde de monocarbone.
- Exemples :
    - C_2H_6 = hexahydrure de dicarbone
    - PCl_3 = trichlorure de phosphore
    - N_2O = oxyde de diazote
    - NO = oxyde d'azote

7.4 Comparaison de la nomenclature pour les composés ioniques et covalents

- Des préfixes sont nécessaires pour nommer les composés covalents mais non les composés ioniques, car le nombre d'atomes de chaque élément dans un composé ionique peut être déterminé d'après la charge ionique.
    - Exemple : Dans l'oxyde de magnésium, le magnésium formera un ion +2 pour avoir une couche de valence complète; l'oxygène formera un ion -2. De la sorte, pour équilibrer les charges, le magnésium et l'oxygène doivent être présents dans un rapport 1/1, et la formule est donc MgO.
- Dans un composé covalent, il peut y avoir différentes combinaisons d'éléments, car les atomes peuvent être liés par liaison covalente simple, double ou triple, et former des structures linéaires, ramifiées ou cycliques.
    - Exemple : Le carbone et l'oxygène peuvent se combiner sous forme de CO ou de CO_2.

7.5 Composés avec ions polyatomiques

- Nous présentons ci-dessous une liste des noms des ions polyatomiques les plus courants.
- Il n'y a qu'un seul cation polyatomique courant, tous les autres sont des anions.
- La plupart des anions polyatomiques contiennent de l'oxygène.
    - Les suffixes « ite » et « ate » et les préfixes « hypo » et « per » servent à décrire combien il y a d'atomes d'oxygène dans l'ion. Vous n'avez pas à comprendre les détails de cette nomenclature pour ce cours.
- Lorsque des ions polyatomiques sont présents dans un composé ionique, la convention des noms décrite à la section 7.2 demeure valide.

- Exemple : K(ClO) = hypochlorite de potassium[24]
- Exemple : $(NH_4)Cl$ = chlorure d'ammonium

CATION		IUPAC NAME	
NH_4^+		ammonium ion	
ANION	**IUPAC NAME**	**ANION**	**IUPAC NAME**
$C_2H_3O_2^-$	acetate ion	OH^-	hydroxide ion*
CO_3^{2-}	carbonate ion	ClO^-	hypochlorite io
ClO_3^-	chlorate ion	NO_3^-	nitrate ion
ClO_2^-	chlorite ion	NO_2^-	nitrite ion
CrO_4^{2-}	chromate ion	ClO_4^-	perchlorate ion
CN^-	cyanide ion*	MnO_4^-	permanganate ion
$Cr_2O_7^{2-}$	dichromate i ı	PO_4^{3-}	phosphate ion
HCO_3^-	hydrogen carbonate ion	SO_4^{2-}	sulfate ion
HSO_4^-	hydrogen sulfate ion	SO_3^{2-}	sulfite ion

Auto-questionnaire 7A

1. Donnez le nom ou la formule chimique de chacun des composés suivants :
   a. Oxyde d'ammonium
   b. NaF
   c. CO_2
   d. MgS
   e. $Na_2(SO_4)$
   f. Monoxyde de dihydrogène
   g. SiO_2
   h. Oxyde de rubidium
   i. Tétrahydrure de carbone
   j. Na(CN)

Auto-questionnaire 7A – Réponses

1. Donnez le nom ou la formule chimique de chacun des composés suivants :
   a. Oxyde d'ammonium = ***$(NH_4)_2O$*** [25]

[24] L'ion polyatomique n'est habituellement pas indiqué entre parenthèses si la formule n'en contient qu'un seul (exemple : ce composé est habituellement écrit sous la forme KClO, mais l'ajout de parenthèses permet d'identifier les ions polyatomiques, et vous pouvez utiliser les parenthèses jusqu'à ce que vous les connaissiez. L'utilisation des parenthèses n'est pas incorrecte en soi, mais ce n'est pas la convention standard.
[25] Ici, on doit placer entre parenthèses l'ion polyatomique avec l'indice « 2 » à l'extérieur des parenthèses pour indiquer qu'il y a deux groupes de NH_4^+.

b. NaF = ***fluorure de sodium***
c. CO_2 – ***dioxyde de carbone***
d. MgS = ***sulfure de magnésium***
e. $Na_2(SO_4)$ = ***sulfate de sodium***
f. Monoxyde de dihydrogène = $\boldsymbol{H_2O}$
g. SiO_2 = ***dioxyde de silicium***
h. Oxyde de rubidium = $\boldsymbol{Rb_2O}$
i. Tétrahydrure de carbone = $\boldsymbol{CH_4}$
j. Na(CN) = ***cyanure de sodium***

7.6 Composés avec les métaux de transition

7.6.1 Convention actuelle

- Lorsque les composés ioniques comportent un métal de transition, la convention des noms est un peu plus compliquée, car les métaux de transition ont souvent plusieurs états d'oxydation (section 3.7).
- Dans ce cas, les règles de la section 7.2 demeurent valides, mais on ajoute un chiffre romain afin d'indiquer l'état d'oxydation du métal.
- Ce chiffre romain est indiqué entre parenthèses après le nom du métal.
- Exemple :

  $FeCl_2$ = chlorure de fer (II)
  $FeCl_3$ = chlorure de fer (III)

7.6.2 Ancienne convention

- Selon l'ancienne convention, la charge de l'ion métal était indiquée par un suffixe.
- Lorsqu'un métal avait deux états d'oxydation courants, on utilisait le suffixe « eux » pour les ions de charge inférieure, et « ique » pour les ions de charge supérieure.
- Ces suffixes étaient ajoutés à la fin du nom latin du métal. Voici les noms latins de quelques métaux communs (métaux de transition et du groupe principal).

Nom de l'élément	Symbole	Nom latin
Antimoine	Sb	Stibium
Cuivre	Cu	Cuprum
Or	Au	Aurum
Fer	Fe	Ferrum
Mercure	Hg	Hydrargyrum
Potassium	K	Kalium
Sodium	Na	Natrium

Étain	Sn	Stannum

- Exemple :
  $FeCl_2$ = chlorure ferreux
  $FeCl_3$ = chlorure ferrique

Auto-questionnaire 7B

1. Donnez le nom ou la formule chimique de chacun des composés suivants. Dans le cas des composés comportant des métaux de transition, utilisez la nomenclature actuelle.
   a. $Sr(MnO_4)_2$
   b. Nitrate de fer (III)
   c. As_2O_5
   d. Iodure de calcium
   e. $Fe(ClO_4)_3$
   f. N_2O
   g. Nitrate de plomb (II)
   h. Sulfate d'aluminium

Auto-questionnaire 7B – Réponses

1. Donnez le nom ou la formule chimique de chacun des composés suivants. Dans le cas des composés comportant des métaux de transition, utilisez la nomenclature actuelle.
   a. $Sr(MnO_4)_2$ = ***Permanganate de strontium***
   b. Nitrate de fer (III) = $\boldsymbol{Fe(NO_3)_3}$
   c. As_2O_5 = ***Pentaoxyde de diarsenic***
   d. Iodure de calcium = $\boldsymbol{CaI_2}$
   e. $Fe(ClO_4)_3$ = ***Perchlorate de fer (III)***
   f. N_2O = ***Oxyde de diazote***
   g. Nitrate de plomb (II) = $\boldsymbol{Pb(NH_3)_2}$
   h. Sulfate d'aluminium = $\boldsymbol{Al_2(SO_4)_3}$

7.7 Noms communs

- De nombreux composés ont des noms qui ne sont pas standards et qui leur ont été assignés bien avant que la nomenclature de l'IUPAC ne soit établie.
- Ces noms communs sont tellement courants qu'ils sont utilisés tels quels dans la littérature scientifique.

- Exemples :
    - H_2O = eau
    - NH_3 = ammoniac

7.8 Acides

7.8.1 Nomenclature des acides

- Nous décrirons les acides en détail plus loin dans le cours. Pour le moment, il suffit de savoir qu'un acide est un composé qui se dissocie pour produire des ions H^+ lorsqu'il est dissous dans l'eau.
- Les acides sont nommés selon deux systèmes différents, selon qu'ils contiennent ou non de l'oxygène.
- Notez que par définition, les acides se dissolvent dans l'eau, de sorte que si un composé pouvant être un acide existe dans un solide non dissous, il est nommé selon les systèmes décrits précédemment (sections 7.2 à 7.6).

7.8.2 Acides sans oxygène

- On ajoute au début du nom le mot « acide », puis on enlève la terminaison de l'élément qui n'est pas de l'hydrogène, et on ajoute « hydrique ».
- Exemples :
    - HF = acide fluorhydrique
    - HCN = acide cyanhydrique
    - H_2S = acide sulfhydrique

7.8.3 Acides avec de l'oxygène

- Les acides contenant de l'oxygène sont des composés ioniques polyatomiques.
- Si le nom de l'anion se termine par le suffixe « ite », on remplace le suffixe par « eux », et le nom est précédé du terme « acide ».
    - Exemple : H_2SO_3 = acide sulfureux
    - Exemple : HNO_2 = acide nitreux
- Si le nom de l'anion se termine par le suffixe « ate », on le remplace par le suffixe « ique », et le nom est précédé du terme « acide ».
    - Exemple : H_2SO_4 = acide sulfurique
    - Exemple : HNO_3 = acide nitrique
- Tout comme dans le cas des terminaisons « ite » et « ate » pour les ions polyatomiques, les expressions « acide …-eux » et « acide …-ique » pour les acides indiquent combien d'atomes d'oxygène sont présents dans le composé.

Auto-questionnaire 7.8

1. Donnez le nom ou la formule chimique de chacun des acides suivants :
    a. HCl
    b. Acide iodhydrique
    c. H_2CO_3
    d. Acide perchlorique

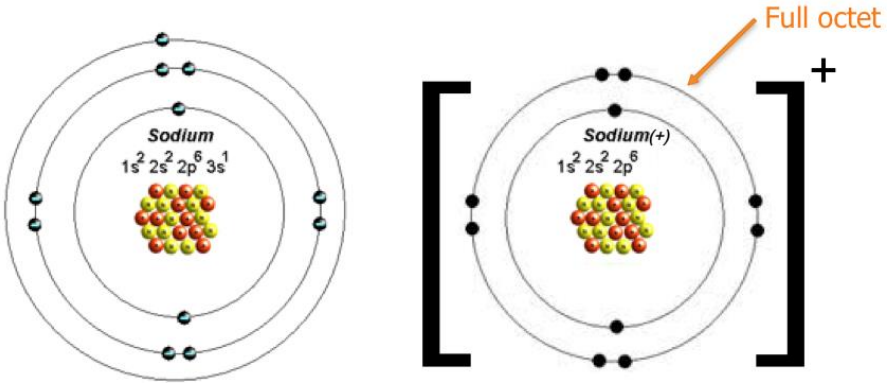
Auto-questionnaire 7.8 – Réponses

2. Donnez le nom ou la formule chimique de chacun des acides suivants :
    a. HCl = ***acide chlorhydrique***
    b. Acide iodhydrique = ***HI***
    c. H_2CO_3 = ***acide carbonique***
    d. Acide perchlorique = $\boldsymbol{HClO_4}$

CHAPITRE 8 – LIAISONS CHIMIQUES

8.1 Règle de l'octet

- Rappel de la section 4.7 : La règle de l'octet indique que les éléments réagissent pour former des liaisons (et donc des composés) de façon à ce qu'il y ait huit électrons dans leur couche de valence.
- Exemple : Comme le sodium a un électron dans sa couche de valence, il tend à former des liaisons chimiques dans lesquelles il donne un électron à un non-métal. Par conséquent, on obtient un ion sodium +1 (Na^+), lequel a la même configuration électronique que le néon, qui a huit électrons dans sa couche de valence.
- La règle de l'octet régit toutes les liaisons chimiques.



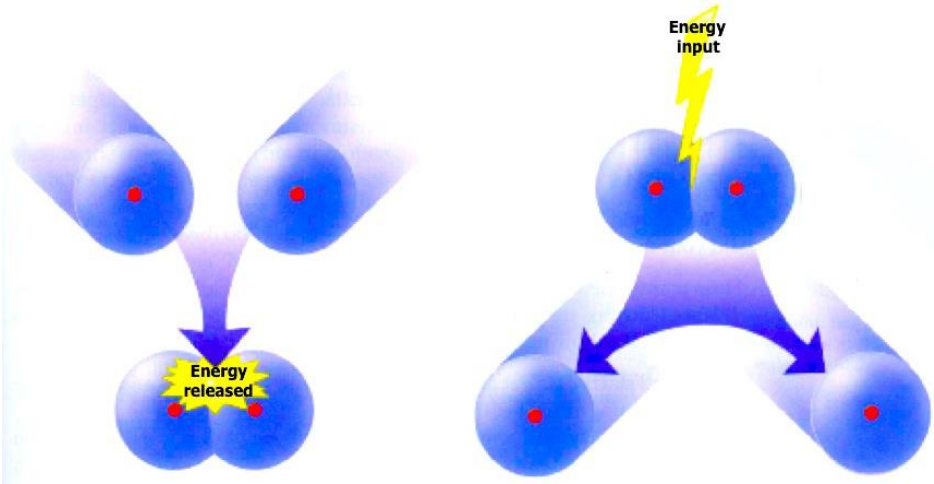
8.2 Liaisons chimiques

8.2.1 Types de liaisons

- La liaison chimique représente l'attraction entre deux ou plusieurs atomes, ce qui permet la formation de substances chimiques.
- Les types de liaisons formés par les atomes dépendent de la nature des éléments en cause.
- Dans toutes ces liaisons, les électrons de la couche de valence des atomes qui participent à la liaison sont partagés ou transférés, afin de permettre aux atomes d'avoir des couches de valence complètes.
- Il existe trois types de liaisons :
    - Liaison covalente : Liaison entre deux non-métaux, sous forme de partage d'électrons.
    - Liaison ionique : Liaison entre un métal et un non-métal, sous forme de transfert d'électrons du métal au non-métal.
    - Liaison métallique : Liaison entre deux métaux, sous forme de partage d'électrons dans un nuage électronique.

8.2.2 Énergie de liaison

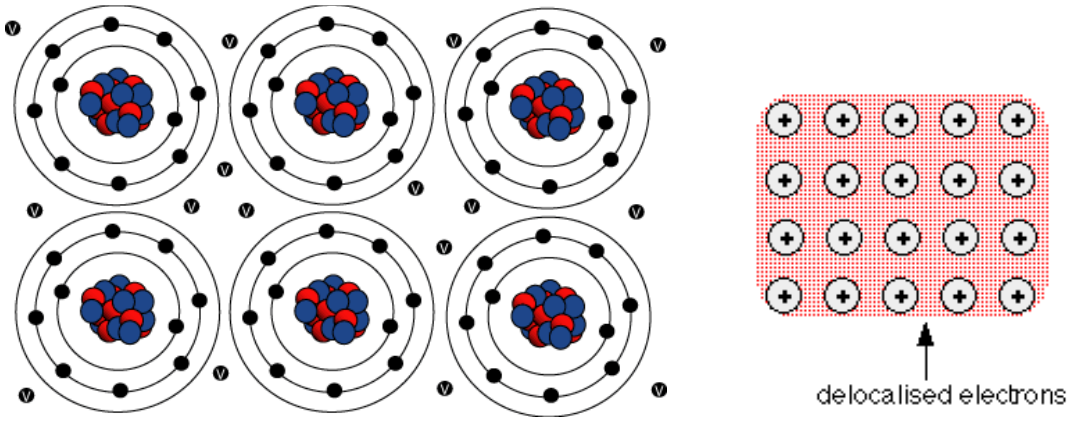
- Les atomes sont plus stables dans une liaison covalente qu'ils le sont individuellement (car la formation de la liaison leur procure un octet complet).
- Les systèmes stables ont une énergie plus faible que les systèmes moins stables.
- Par conséquent, la formation d'une liaison covalente s'accompagne d'une libération d'énergie.
- Pour rompre une liaison covalente, il faut ajouter de l'énergie au système.



8.3 Liaisons métalliques

8.3.1 Liaisons

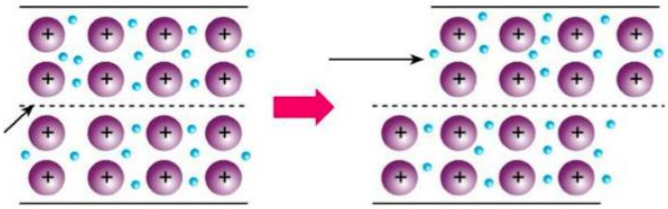
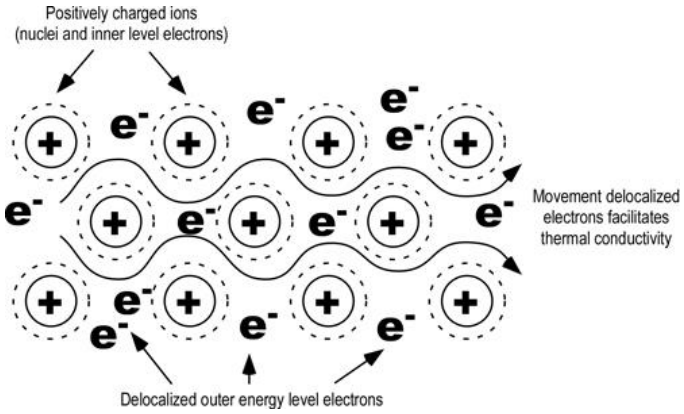
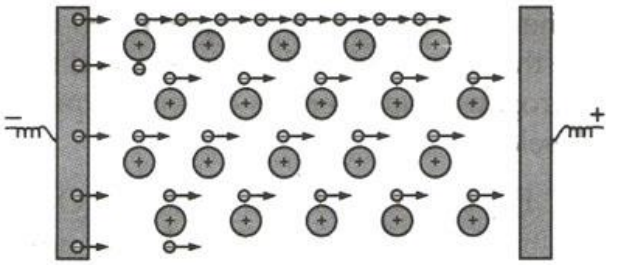
- De nombreux atomes métalliques établissent une liaison entre eux en l'absence de non-métaux.
- Les liaisons métalliques sont composées d'électrons délocalisés situés dans un « nuage électronique » autour des noyaux positivement chargés des métaux.



- Les électrons sont présents simultanément autour de tous les atomes pour neutraliser les charges nucléaires (aucun ion n'est créé).
- Par conséquent, il n'existe pas de liaison métallique unique[26].
- La liaison métallique s'effectue par le nuage électronique d'un grand nombre d'atomes, parce que les métaux n'ont que quelques électrons dans leur couche de valence (habituellement 1 à 3 électrons), de sorte qu'il doit y avoir un grand nombre d'atomes métalliques pour que le partage des électrons aboutisse à des couches de valence complètes.

8.3.2 Propriétés

- La liaison métallique est responsable de toutes les propriétés caractéristiques des métaux.

Propriété	Explication	Figure
Grande malléabilité et ductilité	Les atomes ne sont pas liés rigidement les uns aux autres, de sorte qu'ils peuvent se déplacer aisément, ce qui rend le matériau facile à manipuler.	
Grande conductivité thermique	Les électrons de valence ne sont pas associés à un atome en particulier, de sorte qu'ils peuvent vibrer rapidement dans tout le matériau et ainsi transporter de la chaleur.	
Grande conductivité électrique	Les électrons de valence ne sont pas associés à un atome donné, de sorte qu'ils peuvent se déplacer librement dans le matériau et ainsi transporter un courant	

[26] On pourrait penser qu'il y a une seule liaison métallique dans le mercure, car il existe sous la forme Hg_2. En fait le mercure est le seul métal qui ne forme pas de liaison métallique. Il forme plutôt une liaison covalente. C'est pourquoi le mercure est le seul métal qui est liquide à la température ambiante.

	électrique.	
Lustre élevé	Il y a des électrons de valence à presque toutes les énergies possibles, de sorte qu'il est fort probable qu'il y aura une transition d'électrons pouvant absorber toute longueur d'onde qui frappe le métal. Lorsque ces électrons reviennent à leur état fondamental, ils libèrent un photon de lumière, ce qui rend le métal brillant. Nous avons décrit la transition des électrons à la section 2.7.	

8.4 Électronégativité

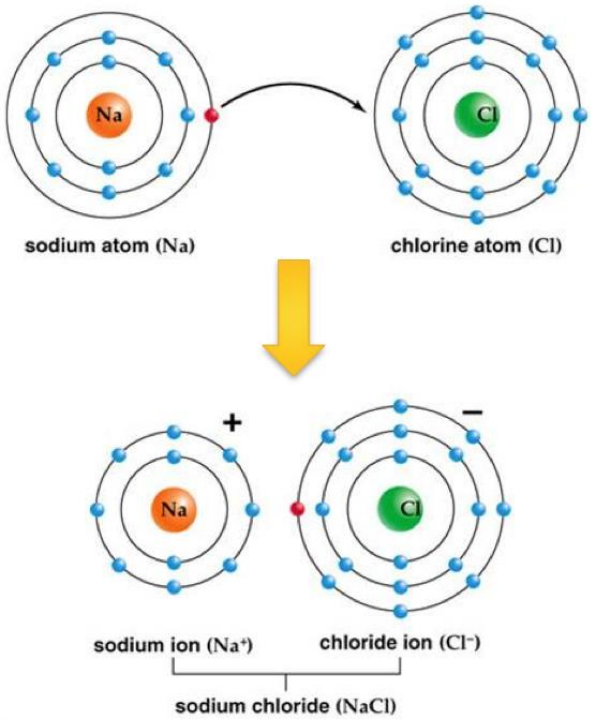
- L'électronégativité est un concept important qui nous aide à distinguer les liaisons ioniques, covalentes et covalentes polaires.
- C'est la capacité d'un atome à attirer une paire d'électrons pour former une liaison.
- L'électronégativité est habituellement inversement proportionnelle à la taille de l'atome (en d'autres mots, les petits atomes ont une grande électronégativité), car les noyaux positivement chargés attirent plus fortement les électrons de valence.
    - C'est le fluor qui a la plus grande électronégativité dans le tableau périodique; le césium a la plus faible électronégativité.
- L'électronégativité est habituellement mesurée selon l'échelle de Pauling, dont les valeurs sont comprises entre 0,7 et 4,0.
- La différence d'électronégativité de deux éléments participant à une liaison chimique (ΔEN) permet de mieux comprendre la nature de la liaison.
    - Si ΔEN est très petit ($\Delta EN < 0,4$), les électrons de la liaison seront partagés également, et la liaison est covalente.
    - Si ΔEN est grand ($\Delta EN > 1,7$), l'atome le plus électronégatif « vole » un ou plusieurs électrons à l'atome le moins électronégatif, et la liaison est ionique.
    - Si ΔEN est compris entre 0,4 et 1,7, la liaison a un caractère à la fois covalent et ionique. On parle alors de liaison covalente polaire, et elle comporte un partage inégal des électrons dans une liaison covalente.

H 2.20																
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus
*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27	
**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr	

8.5 Liaisons ioniques et composés

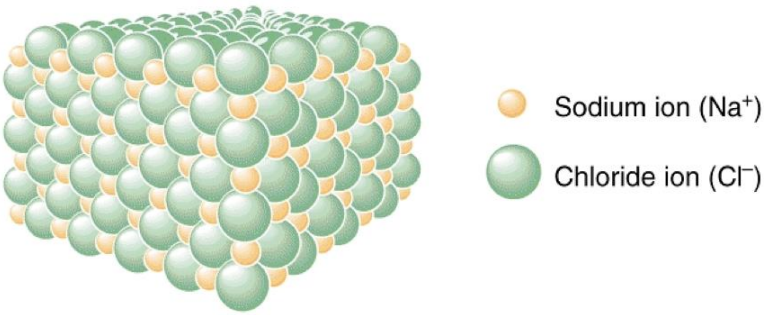
8.5.1 Liaisons ioniques

- À la section 3.6, nous avons vu que les ions sont des atomes possédant une charge.
    - Les cations ont une charge positive (moins d'électrons que de protons).
    - Les anions ont une charge négative (plus d'électrons que de protons).
- Une liaison ionique représente l'attraction entre un anion et un cation.
- Ce type de liaison se forme entre un métal et un non-métal.
    - Les métaux ont peu d'électrons dans leur couche de valence (< 4), de sorte qu'ils donnent des électrons afin d'avoir une couche de valence complète (et devenir des cations).
    - Les non-métaux ont de nombreux électrons dans leur couche de valence (> 4), de sorte qu'ils captent des électrons pour remplir la couche de valence (devenant ainsi des anions).
    - Les semi-métaux ont un nombre intermédiaire d'électrons (~ 4). Ils ne participent habituellement pas aux liaisons ioniques, mais lorsqu'ils le font, ils donnent ou acceptent des électrons (devenant ainsi des cations ou des anions, respectivement).
- Lorsqu'un métal et un non-métal entrent en contact, les électrons de valence du métal sont transférés au non-métal, et les atomes acquièrent ainsi une charge opposée.
- Les ions de charge opposée sont attirés les uns vers les autres, pour former une liaison ionique (exemple : NaCl).
- Une liaison ionique n'est pas une véritable liaison (comme les liaisons covalentes); il s'agit plutôt d'une attraction forte entre des ions de charge opposée.



8.5.2 Composés ioniques

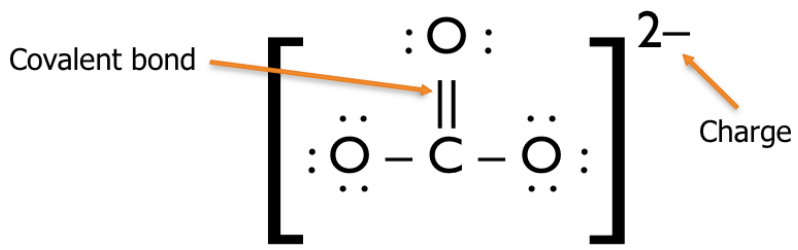
- Les composés ioniques n'existent pas sous forme de molécules. Ils se présentent plutôt sous forme de grands réseaux 3D ordonnés faits d'ions chargés positivement et négativement, appelés réseaux ioniques.
- Dans un réseau ionique, les ions positifs sont adjacents aux ions négatifs (car les charges opposées s'attirent).



8.5.3 Ions polyatomiques

- Les ions polyatomiques sont des molécules ionisées (chargées). En d'autres mots, ce sont des ions qui contiennent deux ou plusieurs atomes liés par covalence.
    - Les atomes d'un ion polyatomique présentent des liaisons covalentes.

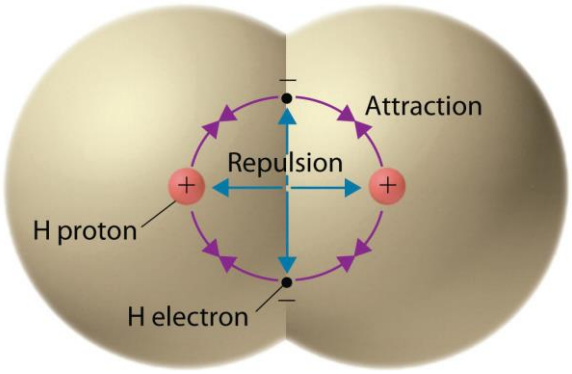
    - Il y a des liaisons ioniques entre les ions polyatomiques positifs et négatifs (ou entre un ion polyatomique et un ion atomique unique).
- Ils forment des composés ioniques, car les principales liaisons qui retiennent les composés ensemble sont ioniques (les liaisons covalentes sont présentes dans les ions uniquement).
- Exemple : CO_3^{2-}



8.6 Liaisons covalentes et composés

8.6.1 Liaisons covalentes

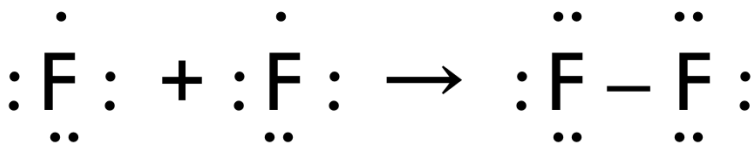
- Les liaisons covalentes sont considérées comme les seules « véritables » liaisons chimiques.
- Dans les liaisons covalentes, deux atomes partagent leurs électrons de valence.
- Le nom de la liaison en décrit exactement la nature :
    - Le préfixe « co » désigne un partenariat, une collaboration, une coopération, ou encore un partage;
    - Le suffixe « valente » fait référence aux électrons de valence.
- Les atomes peuvent partager deux électrons (liaison simple), quatre électrons (liaison double) ou six électrons (liaison triple).
- Tous les électrons partagés sont considérés comme étant simultanément dans la couche de valence des deux atomes prenant part à la liaison.
- Les liaisons covalentes retiennent les deux atomes ensemble, parce que le noyau de l'un des atomes (positif) attire les électrons du deuxième atome (négatif).
- Mais les atomes ne fusionnent pas, car les noyaux des deux atomes se repoussent mutuellement (les deux sont positivement chargés), et les électrons des deux atomes se repoussent également entre eux (ils sont tous chargés négativement).
- Par conséquent, il existe un équilibre entre les forces d'attraction et de répulsion qui détermine la distance qui sépare les atomes de la liaison.
- Exemple : H_2



8.6.2 Représentation des liaisons covalentes

- On peut représenter les liaisons covalentes de trois façons différentes :
  - deux points horizontaux;
  - deux points verticaux;
  - une seule ligne verticale.
- Chaque point représente un électron; chaque ligne représente deux électrons.
- Une double liaison sera représentée par quatre points ou deux lignes, et une triple liaison sera représentée par six points ou trois lignes.

- Dans une liaison covalente, les électrons sont comptés deux fois, car on considère que les électrons partagés appartiennent aux deux atomes simultanément.
  - Exemple : Deux atomes de fluor sont réunis en une liaison covalente unique pour former du F_2. Chaque atome de fluor comporte sept électrons dans sa couche de valence, de sorte qu'il a besoin d'un électron de plus pour avoir un octet complet. Lorsque les deux atomes de fluor se lient, ils partagent un de leurs électrons de valence. Ces deux électrons sont considérés comme se trouvant dans la couche de valence des deux atomes de fluor, de sorte que chacun a un octet complet.

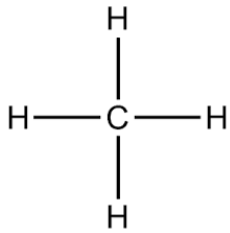


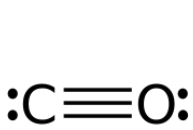
8.6.3 Liaisons covalentes multiples

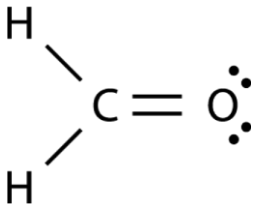
- Si un atome a besoin d'un électron additionnel pour avoir un octet complet, il peut se lier avec plusieurs atomes ou former des liaisons covalentes multiples.
- Dans les liaisons covalentes multiples, quatre (exemple : O_2) ou six électrons (exemple : N_2) sont partagés. On parle alors de liaison covalente double et triple, respectivement.
- Lorsque plusieurs électrons sont partagés entre des atomes, la liaison est plus courte et plus forte.
    - Une liaison double est plus courte et plus forte qu'une liaison simple.
    - Une liaison triple est plus courte et plus forte qu'une liaison double.

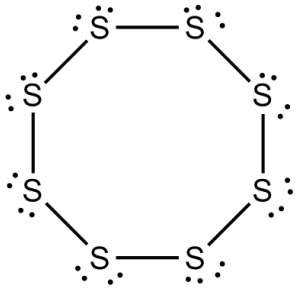
8.6.4 Formation de composés covalents

- Les atomes doivent souvent former des liaisons covalentes avec plus d'un atome pour avoir un octet complet.
- Ces liaisons covalentes peuvent être simples (exemple : CH_4) ou multiples (exemple : CO), ou encore une combinaison des deux (exemple : H_2CO).
- Certains éléments forment des molécules prévisibles.
    - Exemple : Tous les éléments de la colonne 7 (halogènes) forment des molécules diatomiques (deux atomes) à liaison unique avec d'autres éléments de leur colonne (F_2, Cl_2, Br_2, I_2).
- La structure de certains éléments doit être déterminée par expérimentation.
    - Exemple : Le soufre serait stable en théorie sous forme de S_2 (tout comme le O_2), mais il existe dans la réalité sous forme de S_8.





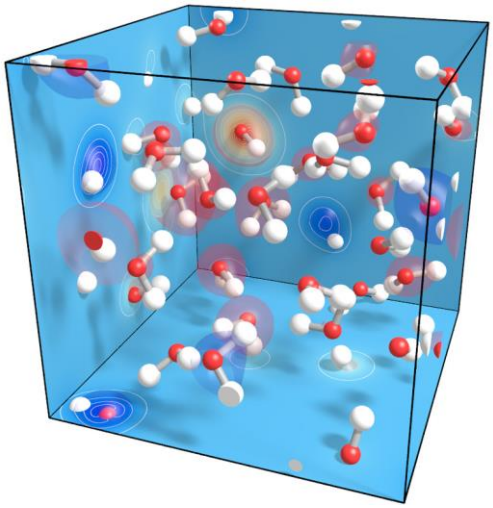




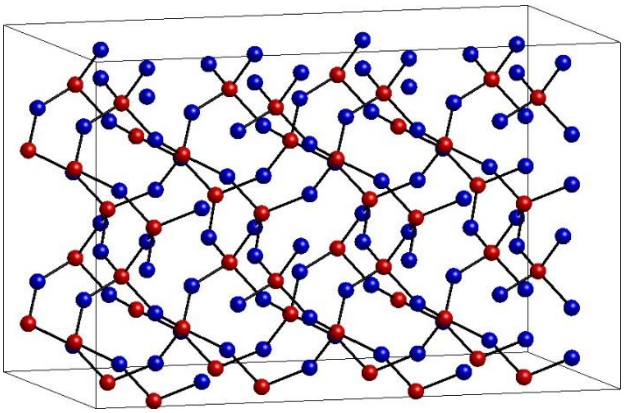
8.6.5 Types de composés covalents

- Les liaisons covalentes forment des molécules (substance moléculaire) ou des réseaux solides.
- Les molécules sont des groupes d'atomes que l'on peut distinguer les unes des autres.
    - Exemple : H_2O – un verre d'eau contient des millions de millions de molécules de H_2O; chaque molécule est distincte des autres.
- Les réseaux solides sont des structures tridimensionnelles de grande dimension, consistant en atomes réunis par des liaisons covalentes.
- Les réseaux solides sont exceptionnellement résistants, et présentent des points de fusion et d'ébullition très élevés (exemple : diamant, quartz).

Bloc d'eau illustrant les molécules de H_2O individuelles…



Bloc de quartz illustrant le réseau de SiO_2 continu…



8.7 Liaisons covalentes polaires et composés

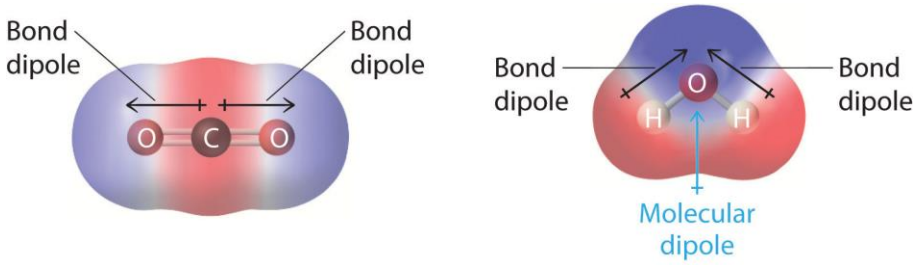
8.7.1 Liaisons covalentes polaires

- Les liaisons covalentes polaires sont vues comme des liaisons à caractère à la fois ionique et covalent.

- Dans les liaisons covalentes polaires, il y a un partage inégal des électrons entre deux atomes. En d'autres mots, ce sont des liaisons covalentes dans lesquelles les électrons sont attirés plus fortement par un atome prenant part à la liaison.
- Un atome acquiert une charge positive partielle (δ^+), tandis que l'autre atome acquiert une charge négative partielle équivalente (δ^-).
    - δ est le symbole pour « partiel ».

8.7.2 Composés covalents polaires

- Il n'est pas évident de déterminer si un composé est covalent polaire, parce que toutes les molécules prenant part à une liaison polaire sont polaires.
    - Si toutes les liaisons d'une molécule sont non polaires, la molécule est alors non polaire.
    - Si une molécule contient des liaisons covalentes polaires qui sont symétriques, les charges partielles s'annulent et l'ensemble de la molécule est non polaire.
    - Si une molécule contenant des liaisons covalentes polaires est asymétrique, l'ensemble de la molécule est polaire.



- Ainsi, pour déterminer si une molécule est polaire, on doit connaître sa forme.
- Il est important de savoir si une molécule est polaire, car cela influe beaucoup sur les forces intermoléculaires (section 9.3).

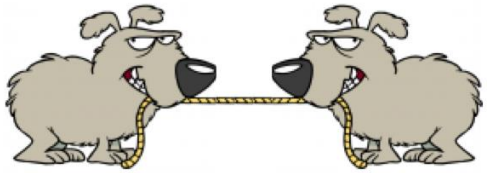
8.8 Détermination de la nature de la liaison : ionique, covalente ou covalente polaire

- Certaines règles générales permettent de déterminer si une liaison est ionique, polaire ou non polaire.
    - La liaison entre un métal et un non-métal est ionique (exemple : NaCl).
    - Une liaison entre deux atomes d'un même élément non métallique est non polaire (exemple : Cl_2).

- Les liaisons entre les hydrocarbures (composés contenant seulement du carbone et de l'hydrogène) sont non polaires (exemple : CH_4).
- La plupart des autres liaisons entre les non-métaux sont polaires (exemple : H_2O, HF).

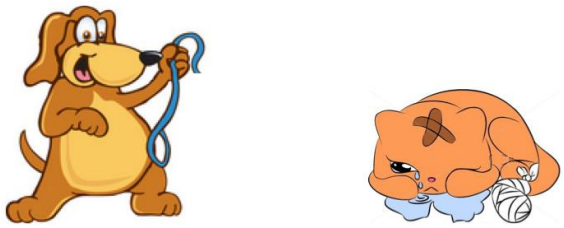
- Si le type de liaison n'est pas évident, on peut se baser sur l'électronégativité.
- On peut se représenter l'électronégativité comme un jeu de souque à la corde, la corde représentant les électrons en cause dans la liaison.
  - Lorsque les deux concurrents sont de force à peu près égale, la corde ne bougera pas = liaison covalente.
  - Lorsque l'un des concurrents est plus fort, il tirera à lui plus de corde, sans l'accaparer entièrement = liaison covalente polaire.
  - Lorsque l'un des concurrents est beaucoup plus fort, il prend toute la corde du concurrent le plus faible = liaison ionique.

Liaison covalente (non polaire)…



Liaison covalente polaire
(le chat est moins électronégatif)…

Liaison ionique
(le chat est beaucoup moins électronégatif)…



8.9 Théorie de la RPECV

8.9.1 La théorie

- Chaque molécule a une forme tridimensionnelle distincte, qui peut être prédite par la théorie de la répulsion des paires d'électrons dans la couche de valence (RPECV).
- La théorie de la RPECV repose sur le fait que les électrons de valence (électrons de liaison et paires solitaires) autour des différents atomes dans une molécule se repoussent mutuellement.
- Par conséquent, la molécule adopte une géométrie dans laquelle les paires d'électrons sont le plus loin possible les unes des autres.

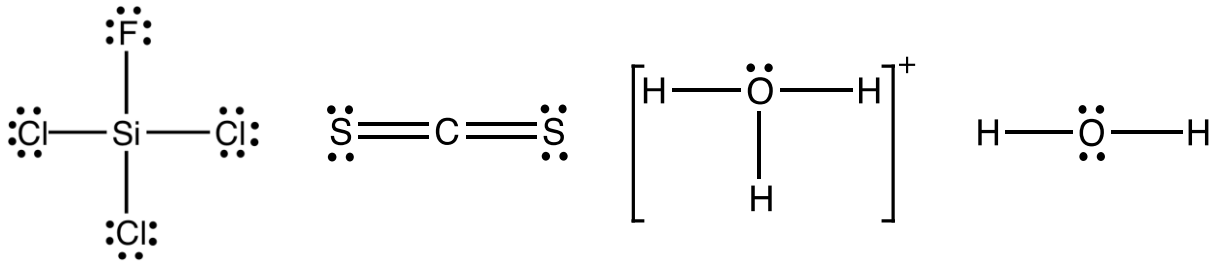
- La forme RPECV idéale d'une molécule minimise la répulsion entre les paires d'électrons (et maximise ainsi la stabilité de la molécule).

8.9.2 Groupes d'électrons

- La paire d'électrons non liants, la liaison simple et la liaison multiple sont chacune traitées comme un groupe d'électrons unique.
- Les paires d'électrons non liants influent sur la forme de la molécule (et sont en fait plus répulsives que les paires d'électrons liants), mais elles ne sont pas incluses lorsque l'on décrit la forme d'une molécule, car le nom de la forme moléculaire indique seulement l'arrangement des atomes.
- Le nombre de groupes d'électrons autour d'un atome central est ce que l'on appelle le « nombre stérique » de cet atome.
    - Exemple : méthane, CH_4 : nombre stérique = 4
      formaldéhyde, H_2CO : nombre stérique = 3
      dioxyde de carbone, CO_2 : nombre stérique = 2

Auto-questionnaire 8.9.2

1. Calculez le nombre stérique de l'atome central dans les molécules suivantes.

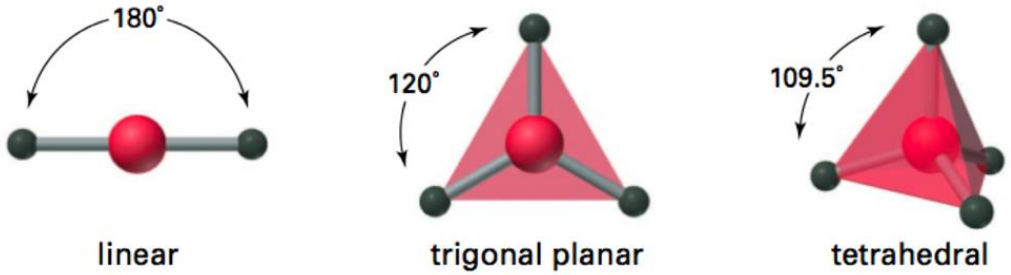


Auto-questionnaire 8.9.2 – Réponses

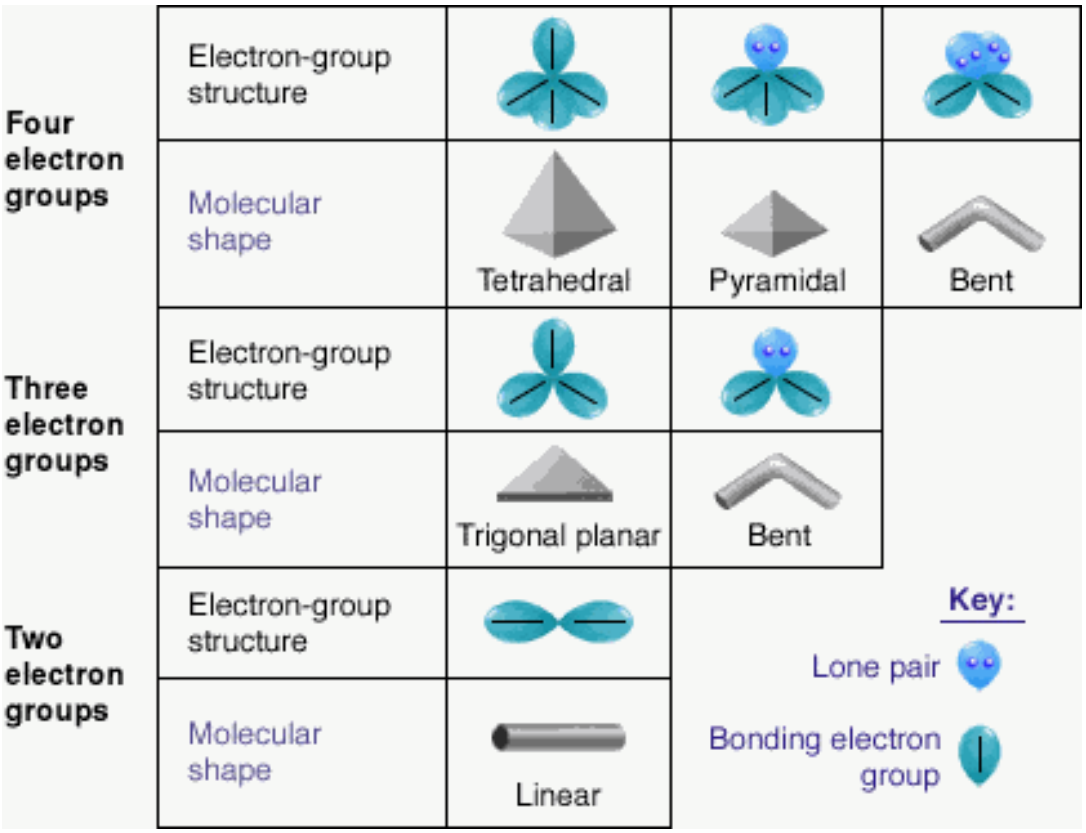
1. Calculez le nombre stérique de l'atome central dans les molécules suivantes.
    a. CS_2 -- ***C = 2***
    b. $SiCl_3F$ -- ***Si = 3***
    c. H_2O -- ***O = 4***
    d. H_3O^+ -- ***O = 4***

8.9.3 Configurations selon la théorie RPECV

- Les principales configurations selon la théorie RPECV sont : linéaire, triangle planaire et tétraédrique[27].



- En outre, chacune de ces configurations est subdivisée selon que les groupes d'électrons environnants sont liants (attachés aux atomes) ou non liants (paires isolées).



[27] Il existe d'autres configurations importantes pour les composés comprenant des métaux de transition, car ils peuvent avoir des numéros stériques aussi élevés que 4, mais nous ne les aborderons pas dans ce cours.

Auto-questionnaire 8.9.3

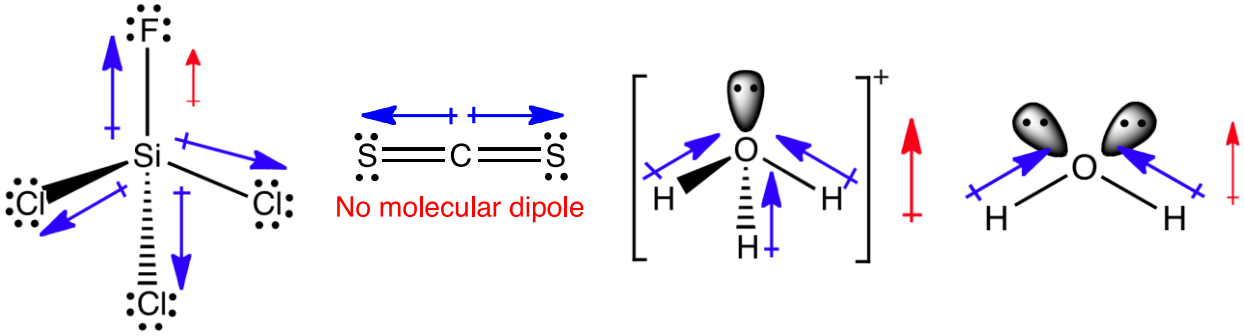
1. Quelle est la configuration de chacune des molécules présentées dans l'auto-questionnaire 8.7.2?
    a. CS_2
    b. $SiCl_3F$
    c. H_2O
    d. H_3O^+
2. En sachant que les molécules doivent avoir des liaisons polaires asymétriques pour être considérées comme globalement polaires, lesquelles de ces molécules sont polaires?

Auto-questionnaire 8.9.3 – Réponses

1. Quelle est la configuration de chacune des molécules présentées dans l'auto-questionnaire 8.7.2?
    a. CS_2 = ***Linéaire***
    b. $SiCl_3F$ = ***Tétraédrique***
    c. H_2O = ***Coudée***
    d. H_3O^+ = ***Pyramide trigonale***

2. En sachant que les molécules doivent avoir des liaisons polaires asymétriques pour être considérées comme globalement polaires, lesquelles de ces molécules sont polaires?

    Les molécules présentées ci-dessous ont une bonne configuration. Les dipôles de liaison[28] sont indiqués en bleu; les dipôles moléculaires sont présentés en rouge, le cas échéant.



[28] Les mots polaire et dipôle sont utilisés pour décrire la même chose. Une liaison <u>est</u> polaire si elle <u>a</u> un dipôle (dipôle = deux pôles différents), Exemple : H_2O a deux liaisons polaires H – O; les liaisons H – O ont un dipôle de liaison; H_2O est une molécule polaire; H_2O est un dipôle moléculaire.

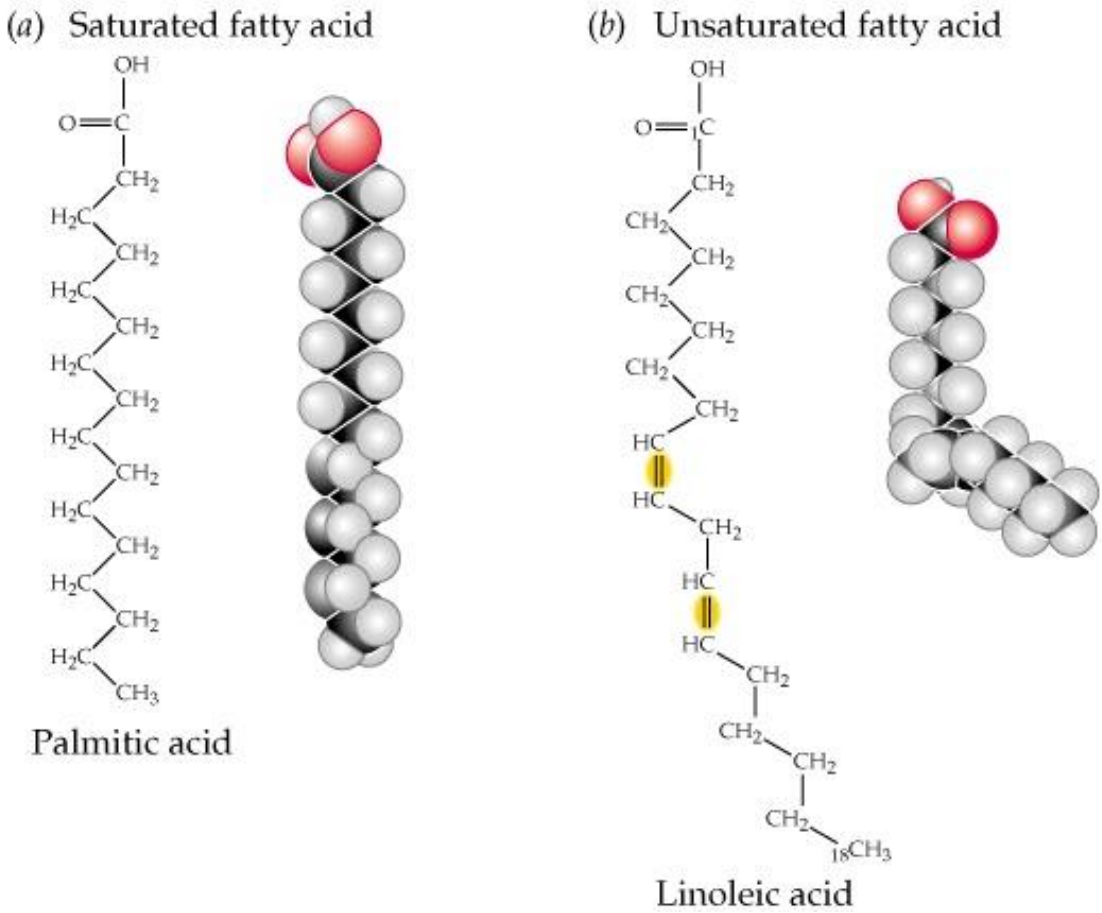
Le CS_2 n'a pas de dipôle moléculaire parce qu'il possède des liaisons polaires symétriques.

Le H_2O et le H_3O+ ont des dipôles moléculaires, parce que leurs atomes ne sont pas disposés symétriquement autour de l'atome central.

Le $SiCl_3F$ a un dipôle moléculaire parce que même si les atomes sont disposés symétriquement autour de l'atome central, les atomes extérieurs ne sont pas les mêmes (il y a un atome F et trois atomes Cl). Le fluor est plus électronégatif que le chlore, de sorte qu'il aura une attraction légèrement plus forte sur les électrons, produisant ainsi un dipôle dans la molécule.

8.9.4 Importance de la configuration

- La configuration est importante, et pas seulement pour déterminer si la molécule est polaire.
- En effet, la configuration d'une molécule peut avoir des effets importants sur bon nombre de ses propriétés.
- Exemple : Les gras saturés sont linéaires et donc s'accumulent aisément dans le corps pour boucher les artères. Par contre, les gras non saturés sont coudés, de sorte qu'ils ne s'accumulent pas facilement et ils sont moins solides. Le corps peut donc les éliminer plus aisément.
    - Les gras saturés sont linéaires parce que tous les atomes de carbone ont un nombre stérique de 4.
    - Les gras non saturés sont coudés parce qu'ils ont quelques liaisons C = C (double liaison). Les atomes de carbone qui participent à la liaison ont un nombre stérique de 3.



8.10 Différences entre les composés covalents et ioniques

- Les composés covalents et ioniques ont des propriétés très différentes pour les raisons suivantes : a) les liaisons covalentes sont légèrement plus fortes que les liaisons ioniques; b) les liaisons ioniques sont des interactions entre des ions, tandis que les liaisons covalentes sont de « véritables » liaisons.

8.10.1 Résistance et points de fusion et d'ébullition

- Les solides formés d'un réseau covalent sont les substances les plus résistantes sur Terre et dont les points de fusion et d'ébullition sont les plus élevés, car ils sont composés entièrement de liaisons covalentes fortes. Les diamants en sont un exemple.
- Les composés ioniques sont presque aussi résistants, et présentent des points de fusion et d'ébullition presque aussi élevés, car ils sont composés entièrement de liaisons ioniques fortes. Les cristaux de sel en sont un exemple.

- Les substances moléculaires covalentes sont habituellement peu résistantes, avec des points de fusion et d'ébullition peu élevés, même si elles contiennent des liaisons covalentes fortes entre les atomes, car les forces entre les molécules sont faibles et peuvent être aisément rompues (exemple : l'oxygène gazeux).

8.10.2 Solubilité

- Les composés ioniques se dissolvent facilement dans l'eau, car les charges des ions leur permettent de former des forces ion-dipôle avec l'eau (section 13.2), par exemple l'eau salée.
- Certaines substances moléculaires covalentes peuvent se dissoudre dans l'eau, mais pas aussi bien que les composés ioniques, par exemple l'eau sucrée.
- Les réseaux solides ne se dissolvent pas, par exemple les diamants.

8.11 Diagrammes de Lewis

8.11.1 Diagrammes

- Le diagramme de Bohr (section 2.3) des atomes et des molécules contient des informations intéressantes, mais il faut beaucoup de temps pour le dessiner.
- Comme seuls les électrons de valence participent aux liaisons, Gilbert Lewis a mis au point une méthode de représentation abrégée en 1916, appelée formule ou structure de Lewis.
- Dans les diagrammes de Lewis, le symbole de l'élément est entouré de points et de lignes.
    - Chaque électron de valence est présenté sous forme d'un point. S'il y a plus de 4 électrons de valence, on les représente en paires[29].
    - Chaque paire liante est représentée par une ligne.
    - Aucun électron des niveaux inférieurs n'est représenté.

[29] Les chimistes sont parfois paresseux et ils ne dessinent pas toujours les électrons non liants, parce qu'ils savent que les électrons sont présents, et ils estiment qu'il n'est pas nécessaire de les dessiner (en raison de la règle de l'octet). N'utilisez pas ce raccourci!

8.11.2 Exemples

Composé covalent : CO_2

Diagramme de Bohr…

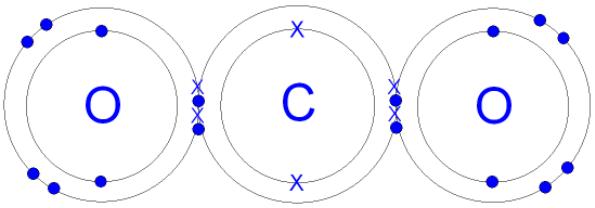
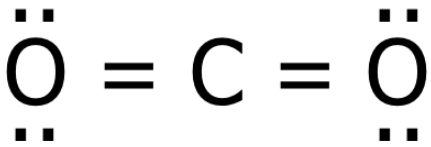


Diagramme de Lewis…



Composé ionique : $CaCl_2$

Diagramme de Bohr…

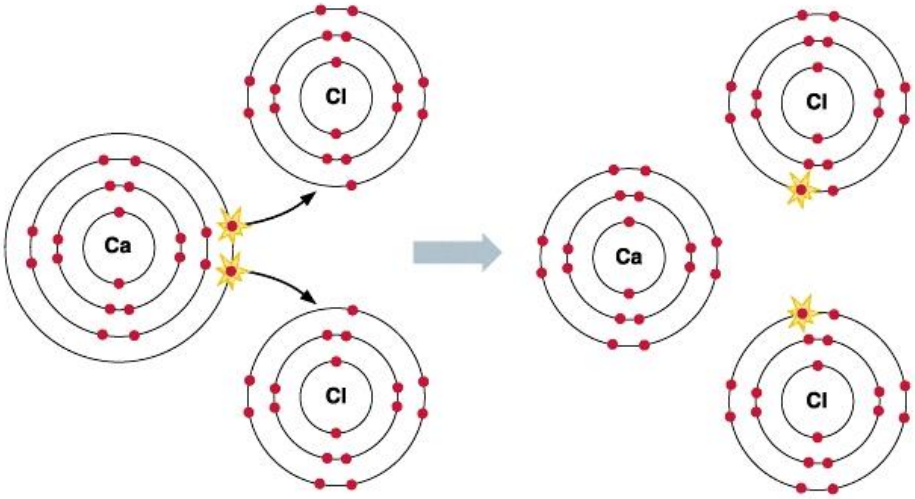


Diagramme de Lewis…

8.11.3 Étapes pour dessiner des diagrammes de Lewis

1. Déterminez le type de liaison (ionique, covalente, métallique). S'il s'agit d'une liaison métallique, vous ne pouvez pas dessiner de structure de Lewis. Si c'est une liaison ionique ou covalente, passez à l'étape n° 2.
2. Déterminez le nombre total d'électrons de valence de tous les atomes de la molécule. Si la liaison est covalente, passez à l'étape n° 3. Si la liaison est ionique, passez à l'étape n° 9. Dans le cas des composés comportant des ions polyatomiques, suivez d'abord les étapes nos 3 à 8 pour organiser

les atomes en liaison covalente à l'intérieur de l'ion, puis passez aux étapes n°s 9 à 14 pour organiser les ions.

3. Dessinez les atomes dans la bonne configuration, sans les liaisons. L'atome le moins électronégatif est habituellement l'atome du centre.
4. Reliez les atomes par des liaisons simples.
5. Calculez combien d'électrons de valence vous n'avez pas encore placés (n'oubliez pas que chaque liaison utilise deux électrons).
6. Ajoutez les électrons résiduels, deux à la fois en paires isolées autour des atomes extérieurs jusqu'à ce que chaque atome compte huit électrons de valence (sauf l'hydrogène, qui n'en requiert que deux) ou jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'électrons.
7. S'il n'y a plus d'électrons et que l'un des atomes n'a pas encore d'octet complet, déplacez des électrons des paires isolées vers les paires liantes, afin de faire des liaisons multiples. N'oubliez pas que vous ne pouvez pas former de liaisons multiples avec l'hydrogène, parce que l'atome est trop petit.
8. Passez à l'étape n° 15.
9. Si la formule chimique n'est pas donnée, déterminez le ratio correct des métaux sur les non-métaux, de sorte que les métaux puissent se « débarrasser » de tous leurs électrons de valence et que les non-métaux puissent accepter suffisamment d'électrons de valence pour avoir une couche de valence complète.
10. Calculez la charge de tous les ions.
11. Dessinez tous les atomes du composé, en indiquant les couches de valence complètes pour les non-métaux et les couches de valence vides pour les métaux.
12. Placez des crochets autour des ions, en indiquant leur charge.
13. Arrangez les ions afin d'alterner les anions et les cations (car les charges opposées s'attirent).
14. Passez à l'étape n° 15.
15. Vérifiez que les trois critères suivants sont respectés : 1) le nombre total d'électrons de valence dans la molécule est correct; 2) chaque atome a huit électrons de valence (sauf l'hydrogène, qui n'en requiert que deux); 3) dans le cas des composés ioniques, le total des charges sur tous les ions est de zéro.

Auto-questionnaire 8.11

1. Dessinez la structure de Lewis du cyanogène, C_2N_2, un gaz toxique utilisé comme fumigant et propergol de fusée. *Conseil* : La structure est linéaire.
2. Dessinez la structure de Lewis du nitronium NO_2^+, un ion polyatomique.
3. Dessinez la structure de Lewis du nitrure de potassium, K_3N.

Auto-questionnaire 8.11 – Réponses

1. Dessinez la structure de Lewis du cyanogène, C_2N_2, un gaz toxique utilisé comme fumigant et propergol de fusée. *Conseil* : La structure est linéaire.

   Le carbone et l'azote sont des non-métaux, de sorte que la liaison sera covalente.

   Électrons de valence (C_2N_2) = 2(C) + 2(N) = (2 x 4) + (2 x 5) = 18

   EN(C) = 2,5, EN(N) = 3,0, de sorte que les atomes de carbone sont probablement au centre.

   $$N-C-C-N$$

   Électrons résiduels = 18 – 2(3) = 12

   $$:\ddot{N}-C-C-\ddot{N}:$$

   Électrons résiduels = 12 – 2(6) = 0

   Tous les atomes ont-ils huit électrons sur leur couche de valence? NON! Les atomes d'azote ont huit électrons sur leur couche de valence, mais les atomes de carbone en ont seulement quatre.

   Il faut donc déplacer des paires d'électrons isolées vers les paires liantes pour établir des doubles liaisons :

   $$:\ddot{N}=C-C=\ddot{N}:$$

   Tous les atomes ont-ils huit électrons sur leur couche de valence? NON! Les atomes d'azote ont huit électrons sur leur couche de valence, mais les atomes de carbone en ont seulement six. Nous nous approchons près du but cependant.

   Il faut donc déplacer des paires d'électrons isolées vers les paires liantes pour établir des liaisons triples :

   $$:N\equiv C-C\equiv N:$$

   Tous les atomes ont-ils huit électrons sur leur couche de valence? OUI!

Le nombre d'électrons de valence total dans la molécule est-il correct? OUI!

2. Dessinez la structure de Lewis du nitronium NO_2^+, un ion polyatomique.

L'azote et l'oxygène sont des non-métaux, de sorte que la liaison sera covalente.

Électrons de valence (NO_2^+) = N + 2(O) – charge = 5 + (2 x 6) – 1 = 16

EN(O) = 3,5, EN(N) = 3,0, de sorte que l'azote sera probablement au centre.

$$[O-N-O]^+$$

Électrons résiduels = 16 – 2(2) = 12

$$[:\ddot{N}-O-\ddot{N}:]^+$$

Électrons résiduels = 12 – 2(6) = 0

Tous les atomes ont-ils huit électrons sur leur couche de valence? NON! Les atomes d'azote ont huit électrons dans leur couche de valence, mais l'oxygène en a seulement quatre.

Il faut donc déplacer les paires d'électrons isolées vers les paires liantes, pour faire des doubles liaisons :

$$[:\ddot{N}=O=\ddot{N}:]^+$$

Tous les atomes ont-ils huit électrons sur leur couche de valence? OUI!

Le nombre total d'électrons de valence dans la molécule est-il correct? OUI!

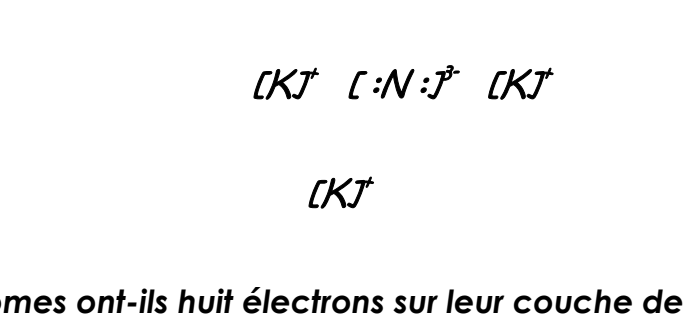
3. Dessinez la structure de Lewis du nitrure de potassium, K_3N.

Le potassium est un métal et l'azote est un non-métal, de sorte que la liaison sera ionique.

Électrons de valence (K_3N) = 3(K) + N = (3 x 1) + 5 = 8

Le potassium doit perdre un électron pour avoir une couche de valence complète, et de sorte qu'il deviendra K^+.

L'azote doit obtenir trois électrons pour avoir une couche de valence complète, de sorte qu'il deviendra N^{3-}.



Tous les atomes ont-ils huit électrons sur leur couche de valence? OUI!

Le nombre total d'électrons de valence dans la molécule est-il correct? OUI!

Toutes les charges sur les ions totalisent-elles zéro? OUI!

CHAPITRE 9 – FORCES

9.1 Types de forces

- Forces intramoléculaires : « intra » signifie « à l'intérieur » ou « au sein de ». Ces forces se manifestent à l'intérieur d'un composé.
- Forces intermoléculaires : « inter » signifie « entre » ou « parmi ». Ces forces se manifestent entre les molécules.

9.2 Forces intramoléculaires

- Les forces intramoléculaires sont des forces d'attraction qui retiennent ensemble les atomes dans un composé.
- Les forces intramoléculaires sont présentes dans toutes les substances (sauf les gaz nobles, parce qu'ils sont stables sous forme d'atomes individuels non liés).
- Les forces intramoléculaires sont décrites à la section 9.2. Elles comprennent :
    - les liaisons covalentes;
    - les liaisons ioniques;
    - les liaisons métalliques.
- Les forces intramoléculaires sont beaucoup plus fortes (> 10x) que les forces intermoléculaires.

9.3 Forces intermoléculaires

9.3.1 Définition

- Les forces intermoléculaires sont des forces d'attraction qui maintiennent les molécules ensemble dans les phases condensées (liquide et solide).
- Elles sont présentes seulement dans les composés moléculaires.
    - Les composés non moléculaires ne peuvent avoir de forces intermoléculaires, car intermoléculaire signifie « entre les molécules ». Les molécules individuelles ne sont pas distinguables dans des composés non moléculaires, si bien qu'il n'y a pas de possibilité d'avoir de forces intermoléculaires.
- Les forces intermoléculaires sont relativement faibles et facilement rompues par rapport aux forces intramoléculaires.
- Il y a trois types principaux de forces intermoléculaires dans les composés moléculaires. Les forces sont les suivantes, de la plus faible à la plus forte :
    1. les forces de dispersion de London;
    2. les forces dipôle-dipôle;
    3. la liaison hydrogène.

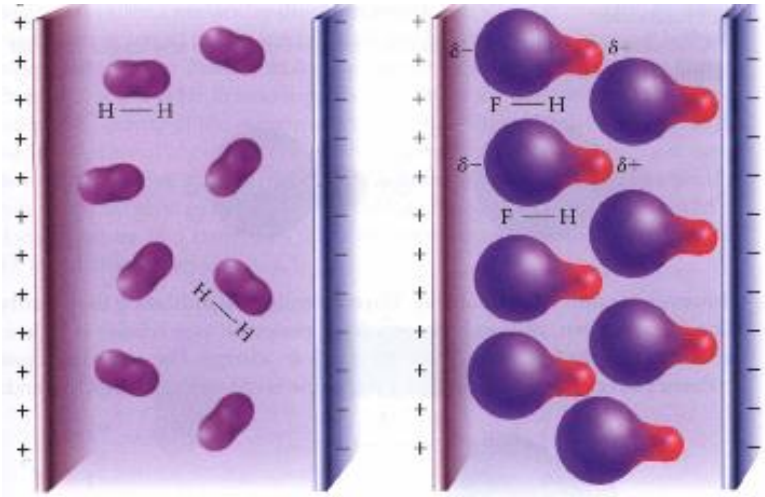
- La force ion-dipôle est également une force intermoléculaire (section 13.2). Ces forces sont présentes seulement lorsque les ions sont dissous dans un liquide (habituellement de l'eau). Elles n'existent pas dans les substances pures.

9.3.2 Effet sur l'état de la matière

- Les forces intermoléculaires déterminent l'état d'un composé à la température ambiante (solide, liquide ou gaz).
- Les composés ayant des forces intermoléculaires plus fortes existent habituellement dans un état condensé (liquide ou solide), car les molécules sont mutuellement attirées et sont donc situées à proximité les unes des autres.
- Les forces intermoléculaires doivent être brisées lorsqu'un solide passe à l'état liquide ou lorsqu'un liquide est vaporisé en gaz.

9.3.3 Forces dipôle-dipôle

- Les forces dipôle-dipôle se produisent entre deux molécules polaires.
- Rappelez-vous que les molécules polaires ont une extrémité partiellement négative et une autre extrémité partiellement positive. Comme les charges opposées s'attirent, l'extrémité partiellement négative d'une molécule polaire est attirée par l'extrémité partiellement positive d'une autre molécule polaire (et vice versa).
- Cette force d'attraction est appelée force dipôle-dipôle.

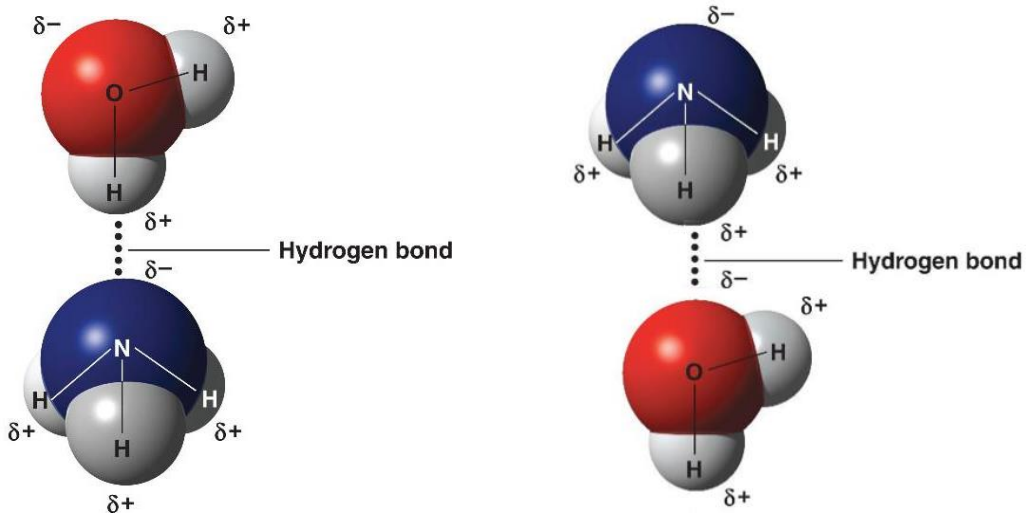


Molécule non polaire **Molécule polaire**

9.3.4 Liaison hydrogène

9.3.4.1 Forces

- La liaison hydrogène (liaison H) est un type particulier de force dipôle-dipôle très forte.
- Comme l'hydrogène n'a qu'un seul électron, lorsque l'hydrogène participe à une liaison covalente, tous les électrons de l'atome d'hydrogène y participent.
- Si l'hydrogène est lié à un atome très électronégatif (azote, oxygène ou fluor), son seul électron est attiré fortement, de sorte que le noyau de l'hydrogène acquiert une charge partiellement positive très grande, δ^+.
- Lorsque l'hydrogène a une charge δ^+ très grande, il est fortement attiré par les paires d'électrons isolées des atomes très électronégatifs (azote, oxygène ou fluor) dans les molécules voisines.
- Cette attraction intermoléculaire forte est appelée liaison hydrogène (même si ce n'est pas une vraie liaison).
- Les liaisons hydrogène se manifestent seulement entre l'hydrogène lié à l'azote, à l'oxygène ou au fluor et avec un atome d'azote, d'oxygène ou de fluor sur une autre molécule.
    - L'hydrogène présentera des interactions dipôle-dipôle fortes avec d'autres éléments, mais pas assez fortes pour que l'on puisse parler de liaison hydrogène.
- Exemple : H_2O et NH_3

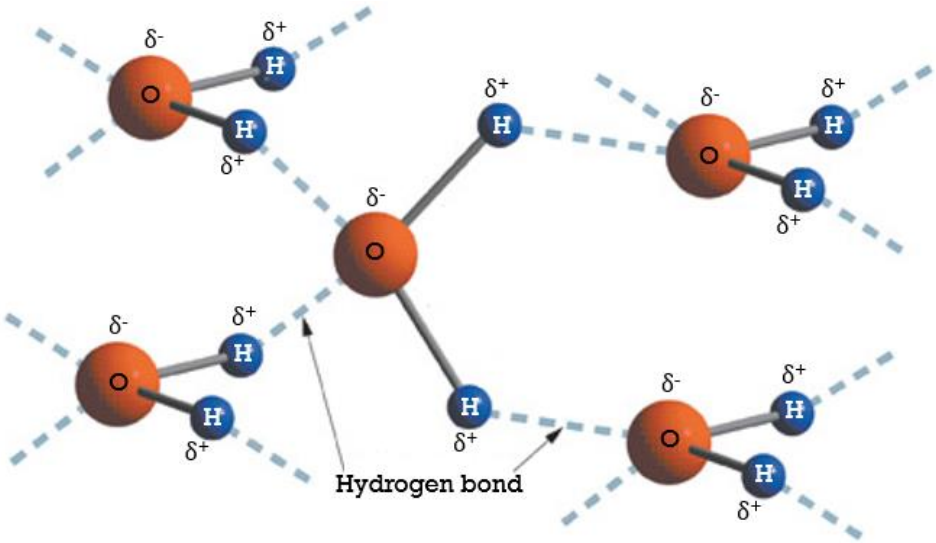


9.3.4.2 Importance

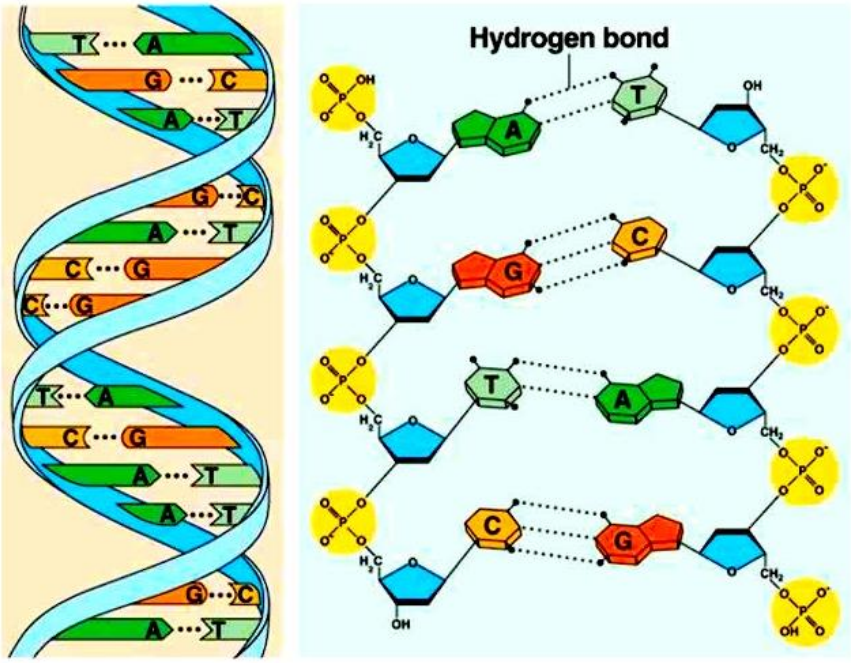
- Les liaisons hydrogène font partie intégrante de la vie humaine.
- Elles sont responsables du point d'ébullition relativement élevé de l'eau par rapport à celui des autres petites molécules (par exemple, le

méthane (CH_4), le dioxyde de carbone (CO_2)), ce qui permet à l'eau de demeurer liquide à la température ambiante, au lieu de devenir un gaz[30].

- Les liaisons hydrogène sont également responsables du maintien des deux brins d'ADN. Les liaisons H sont assez fortes pour attirer les paires de base complémentaires pendant la réplication, mais sont suffisamment faibles de sorte que les brins peuvent être séparés au besoin.



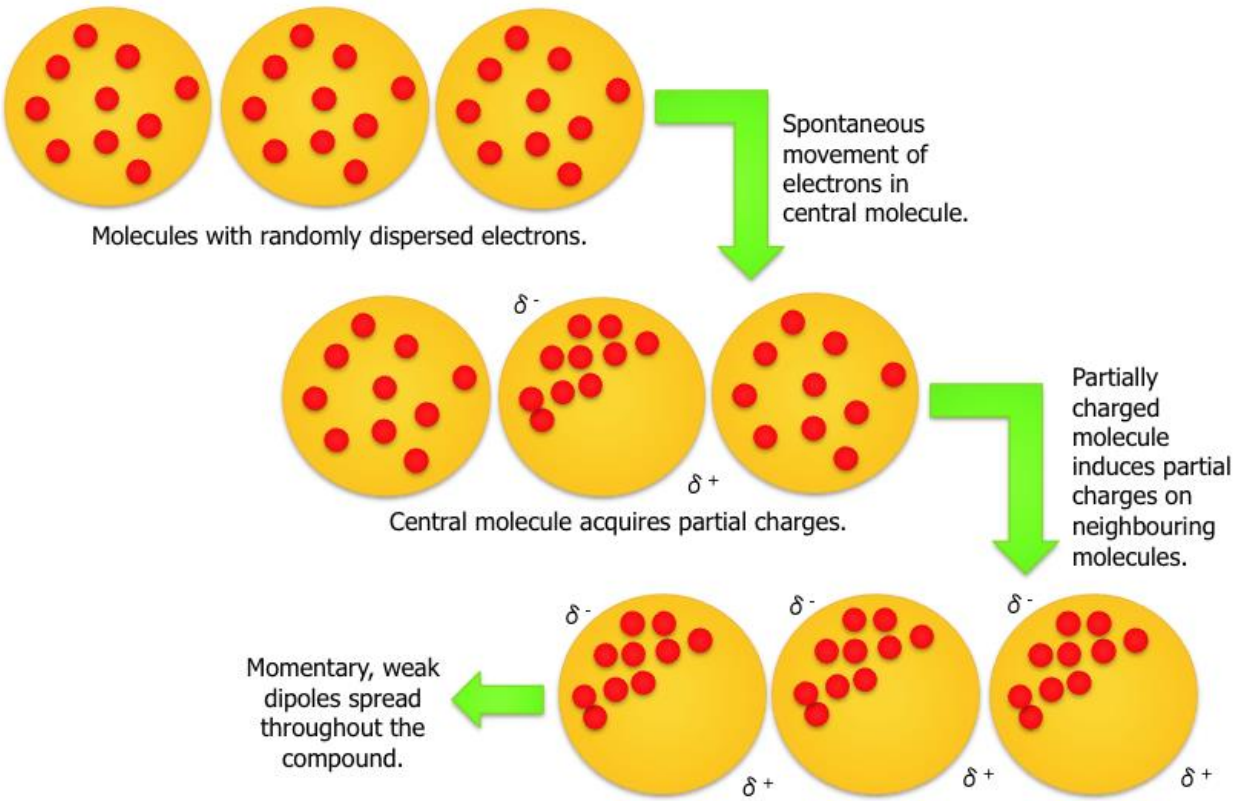
[30] La liaison hydrogène explique également pourquoi le H_2O solide est moins dense que le H_2O liquide (habituellement les solides sont plus denses que les liquides), mais cette question dépasse le cadre de ce cours.



9.3.5 Forces de dispersion de London

9.3.5.1 Forces

- La force de dispersion de London est la plus faible des forces intermoléculaires.
- Elles se manifestent dans <u>toutes</u> les substances moléculaires, mais elles sont pertinentes uniquement dans les composés non polaires, car les molécules non polaires ne subissent aucune autre force intermoléculaire.
- Les forces de dispersion sont dues aux dipôles aléatoires, momentanés et très faibles créés dans les molécules non polaires en raison du déplacement aléatoire des électrons.
- Lorsque cela se produit, le dipôle momentané et faible d'une molécule induit un dipôle faible et momentané dans la molécule voisine, effet qui se répand dans toute la substance comme une vague chez les spectateurs à une partie de hockey.



9.3.5.2 Intensité des forces

- Bien que les forces de dispersion soient faibles, elles peuvent devenir très importantes dans les grosses molécules, en raison du grand nombre d'électrons qui y participent.
    - Exemple : CH_4 (gaz naturel) → gaz à la température ambiante
      C_8H_{18} (essence) → liquide à la température ambiante
      $C_{20}H_{42}$ (cire de bougie) → solide à la température ambiante
- Les forces de dispersion de London les plus fortes sont plus grandes que les liaisons hydrogène.
    - Exemple : Le H_2O contient des liaisons hydrogène et c'est un liquide à la température ambiante; le $C_{20}H_{44}$ (cire de bougie) est soumis uniquement à des forces de London et est un solide à la température ambiante.

SECTION III – RÉACTIONS

CHAPITRE 10 – RÉACTIONS CHIMIQUES

10.1 Qu'est-ce qu'une réaction chimique?

- Une réaction chimique se produit lorsqu'une ou plusieurs substances sont transformées en nouvelles substances dont la composition et les propriétés diffèrent des substances de départ.
- Une réaction chimique produit ou consomme de l'énergie (chaleur, électricité, lumière ou énergie mécanique).
- Les substances de départ sont appelées réactifs, et les substances obtenues sont appelées produits.
- Une réaction chimique peut être représentée par une équation :

$$\text{Réactifs} \rightarrow \text{Produits}$$

10.2 Énergie

- Pour transformer les réactifs en produits, il faut briser les liaisons chimiques dans les réactifs et former de nouvelles liaisons chimiques dans les produits.
- Par conséquent, l'énergie est au cœur de toutes les réactions chimiques.
- Une réaction chimique est un processus en deux étapes :
    1. rupture des liaisons des réactifs;
    2. formation de nouvelles liaisons dans les produits.
- Il y aura production ou consommation d'énergie par une réaction, tout dépendant de l'équilibre entre l'énergie requise pour briser les liaisons dans les réactifs et l'énergie dégagée par la formation de nouvelles liaisons dans les produits.
    - À la section 8.2.2, nous avons indiqué que la formation de liaisons entre deux atomes accroît leur stabilité globale, car les atomes liés ont un octet complet. En outre, un système stable est à un niveau d'énergie minimal. Par conséquent, il faut toujours de l'énergie pour briser une liaison chimique, et la formation de nouvelles liaisons dégage toujours de l'énergie.

10.3 Coefficients

- Les réactions chimiques doivent respecter la loi de conservation de la matière, de sorte que le nombre d'atomes de chaque élément doit être le même de chaque côté de l'équation.

- À cette fin, on utilise des coefficients numériques pour équilibrer les réactions chimiques.
- Exemple :
    - $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$ – cette réaction n'est pas équilibrée, parce qu'il y a deux atomes d'oxygène du côté gauche et un seul du côté droit.
    - $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$ – cette équation est équilibrée, parce qu'on a utilisé le coefficient 2 (le coefficient « 1 » n'est pas écrit par convention).
- Autre convention : On utilise les nombres entiers les plus petits possible comme coefficients.
- Exemples :
    - $H_2 + ½\ O_2 \rightarrow H_2O$ est une équation équilibrée, mais on n'a pas utilisé la convention standard des coefficients, car on a un coefficient fractionnaire.
    - $4\ H_2 + 2\ O_2 \rightarrow 4\ H_2O$ est également une équation équilibrée, mais on n'a pas non plus utilisé la convention standard des coefficients, car les coefficients sont plus grands que nécessaire (par un facteur de deux).
- D'habitude, les coefficients fractionnaires sont acceptés (en d'autres mots, ils sont jugés passables), mais les coefficients inutilement grands ne le sont pas.
    - Il est important de se rappeler ceci : lorsqu'on utilise des coefficients fractionnaires, les coefficients doivent représenter le bon ratio. Cependant, on ne peut pas avoir une demi-molécule de O_2.
- Vous <u>ne pouvez pas</u> modifier la formule moléculaire des réactifs ou des produits pour équilibrer une équation.
    - Exemple : La formule $H_2 + O \rightarrow H_2O$ est incorrecte, car la formule moléculaire de O_2 a été changée en O. Les coefficients présentent uniquement le ratio des molécules les unes par rapport aux autres; on ne peut pas modifier la formule d'une molécule.
- Les coefficients indiquent le ratio du nombre de molécules ou de moles de réactifs et de produits, <u>et non leur masse ou leur volume</u>.

10.4 Équilibre des réactions chimiques

10.4.1 Conseils

- Lorsque l'on équilibre des équations chimiques, on s'occupe des substances élémentaires pures en dernier (H_2, O_2, Fe, etc.), car ces substances sont les plus faciles à équilibrer. Comme elles ne contiennent qu'un élément, si on corrige leur coefficient, cela n'aura pas d'effet sur les éléments multiples.

- Dans le même ordre d'idée, ne tentez pas de modifier la quantité des composés les plus compliqués, car si vous corrigez leur coefficient, cela aura une incidence sur plusieurs éléments.

10.4.2 Exemple

- $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- Conformément aux conseils ci-dessus, nous équilibrons l'oxygène en dernier, en raison de la présence de O_2. On placera un coefficient devant C_8H_{18} seulement si cela est nécessaire.

Carbone :

- En commençant à la gauche, on compte 8 atomes de carbone dans les réactifs, de sorte qu'il doit y avoir 8 atomes de carbone dans les produits.
- Comme il y a un seul atome de carbone dans chaque molécule de CO_2, nous devons avoir 8 molécules de CO_2.
- $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + H_2O$

Hydrogène :

- Il y a 18 atomes d'hydrogène dans les réactifs, et nous devons avoir 18 atomes d'hydrogène dans les produits.
- Comme il y a 2 atomes d'hydrogène dans chaque molécule d'eau, nous avons besoin de 18/2 = 9 molécules d'eau.
- $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 9\ H_2O$

Oxygène :

- Comme nous voulons équilibrer les substances élémentaires pures en dernier, nous comptons le nombre d'atomes d'oxygène dans les produits et nous ajustons le coefficient O_2 en conséquence (au lieu de compter les atomes d'oxygène dans les réactifs et d'ajuster les coefficients des produits).
- Il y a 8 x 2 = 16 atomes d'oxygène avec le CO_2 et 9 x 1 = 9 atomes d'oxygène avec le H_2O, de sorte qu'il y a 16 + 9 = 25 atomes d'oxygène en tout dans les produits.
- Comme il y a deux atomes d'oxygène dans chaque molécule de O_2, nous devons ajouter 25/2 molécules de O_2.
- $C_8H_{18} + 25/2\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 9\ H_2O$

Coefficients avec nombre entier :

- Par convention, nous voulons des coefficients sous forme de nombre entier, de sorte que nous devons multiplier tous les coefficients par deux pour éliminer le coefficient fractionnaire.
- $2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$

Auto-questionnaire 10.4

1. Équilibrez les réactions chimiques suivantes :
    a. $C_6H_{14} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
    b. $HCl + Na_2CO_3 \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$
    c. $CaH_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
    d. $Al_2Cl_6 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + HCl$
    e. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

Auto-questionnaire 10.4 – Réponses

1. Équilibrez les réactions chimiques suivantes :
    a. $2\ C_6H_{14} + 19\ O_2 \rightarrow 12\ CO_2 + 14\ H_2O$
    b. $2\ HCl + Na_2CO_3 \rightarrow 2\ NaCl + CO_2 + H_2O$
    c. $CaH_2 + 2\ H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2\ H_2$
    d. $Al_2Cl_6 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 6\ HCl$
    e. $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

10.5 Types de réactions chimiques

10.5.1 Aperçu

- On compte six grands types de réactions chimiques.
    - Déplacement simple (remplacement unique)
    - Déplacement double (remplacement double)
    - Synthèse (combinaison)
    - Décomposition
    - Dissociation et précipitation
    - Neutralisation
- Une réaction peut comporter plusieurs types de réactions (exemple : une réaction de neutralisation peut également comporter un double déplacement).

10.5.2 Réactions simples

- Remplacement unique : Deux composés échangent un élément (ou un ion polyatomique) par décomposition d'un réactif et production de deux produits différents.

$$2\ Al_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow Al_2O_{3(s)} + 2\ Fe_{(\ell)}$$

- Double remplacement : Deux composés échangent deux éléments (ou ions polyatomiques) par décomposition des deux réactifs et production de deux produits distincts.

$$PCl_{3(\ell)} + 3\ AgF_{(s)} \rightarrow PF_{3(g)} + 3\ AgCl_{(s)}$$

- Décomposition : Un composé est scindé en deux ou plusieurs produits plus simples.

$$2\ HgO_{(s)} \rightarrow 2\ Hg_{(\ell)} + O_{2(g)}$$

- Synthèse : Deux ou plusieurs substances se combinent pour donner un produit plus complexe.

$$4\ Ni_{(s)} + 4\ Al_{(s)} + S_{8(s)} \rightarrow 2\ Ni_2Al_2S_{4(s)}$$

Auto-questionnaire 10.5.2

1. Équilibrez les réactions chimiques suivantes et indiquez le type de réaction :
   a. $N_2O_{5\ (g)} \rightarrow NO_{2\ (g)} + O_{2\ (g)}$
   b. $Li_{(s)} + N_{2\ (g)} \rightarrow Li_3N_{(s)}$
   c. $Fe(NO_3)_{3\ (aq)} + Na_2S_{(aq)} \rightarrow Fe_2S_{3\ (s)} + NaNO_{3\ (aq)}$
   d. $CO_{(g)} + NO_{(g)} \rightarrow CO_{2\ (g)} + N_{2\ (g)}$
   e. $SO_{2\ (g)} + O_{2\ (g)} \rightarrow SO_{3\ (g)}$

Auto-questionnaire 10.5.2 – Réponses

1. Équilibrez les réactions chimiques suivantes et indiquez le type de réaction :
   a. $2\ N_2O_{5\ (g)} \rightarrow 4\ NO_{2\ (g)} + O_{2\ (g)}$ (décomposition)
   b. $6\ Li_{\ (s)} + N_{2\ (g)} \rightarrow 2\ Li_3N_{(s)}$ (combinaison)
   c. $2\ Fe(NO_3)_{3\ (aq)} + 3\ Na_2S_{\ (aq)} \rightarrow Fe_2S_{3\ (s)} + 6\ NaNO_{3\ (aq)}$ (double remplacement)
   d. $2\ CO_{\ (g)} + 2\ NO_{\ (g)} \rightarrow 2\ CO_{2\ (g)} + N_{2\ (g)}$ (replacement unique)
   e. $2\ SO_{2\ (g)} + O_{2\ (g)} \rightarrow 2\ SO_{3\ (g)}$ (combinaison)

10.5.3 Réactions de dissociation et de précipitation

10.5.3.1 Dissociation

- Lorsqu'un composé acide ou ionique est dissous dans l'eau, on lui ajoute l'indice « *aq* », signifiant « aqueux » (ou « dissous dans l'eau »).
  - Exemple : sel de table sous forme solide : $NaCl_{(s)}$
    sel de table dissous dans l'eau : $NaCl_{(aq)}$
- Lorsque le composé se dissout, il forme des ions.
  - Exemple : $NaCl_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

10.5.3.2 Limites de solubilité

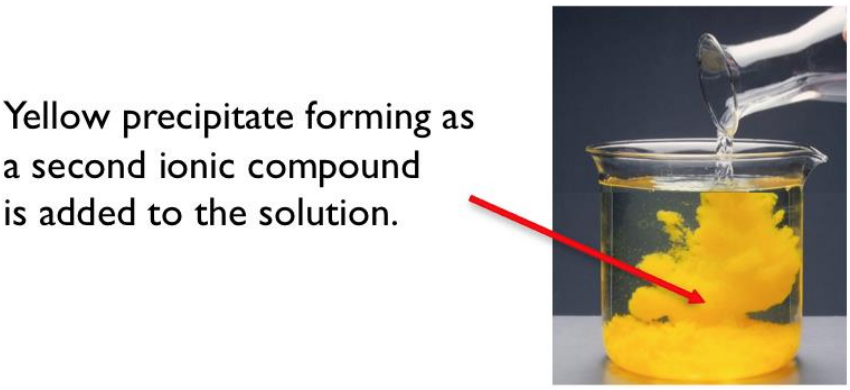
- Les règles générales de solubilité sont présentées ci-dessous.
- La plupart des composés ioniques sont solubles, mais il y a quelques exceptions.

Composés	Exceptions
Solubles dans l'eau	
Sels de sodium, de potassium et d'ammonium	Aucun
Acétates et nitrates	Aucun
Halogénures (chlorures, bromures, iodures)	Halogénures de plomb (II), d'argent (I) et de mercure (I)
Sulfates	Sulfates de calcium, de baryum, de plomb (II) et de strontium
Insolubles dans l'eau	
Phosphates, carbonates et sulfures	Sels de sodium, de potassium et d'ammonium; sulfure de calcium
Hydroxydes	Hydroxydes de sodium, de potassium, de calcium et de baryum

- Même les composés solubles ont une limite de solubilité, après quoi aucune autre quantité du composé ne peut se dissoudre.
    - Exemple : Vous pouvez dissoudre beaucoup de sel de table dans l'eau, mais il arrivera un point où le sel cessera de se dissoudre et s'accumulera au fond du verre, sous forme de solide (ou sous forme de gros cristaux de sel, comme dans la mer Morte).
- La solubilité d'un composé est plus grande dans l'eau chaude. C'est pourquoi une plus grande quantité de sel se dissoudra dans l'eau chaude par rapport à l'eau froide.

10.5.3.3 Précipités

- Un précipité est un solide qui se forme dans une solution aqueuse dans l'un des trois contextes suivants :
    1. La quantité du composé ajouté dans la solution dépasse la limite de solubilité de ce composé.
    2. Deux des composés ioniques ajoutés à une solution produisent des ions qui interagissent l'un avec l'autre pour former un composé insoluble.
    3. La température d'une solution saturée est abaissée, ce qui diminue la limite de solubilité. La quantité de composé dans la solution dépasse maintenant la limite de solubilité à la nouvelle température.



10.5.3.4 Règles pour identifier un précipité

1. Repérer tous les ions présents lorsque les solutions de départ sont dissoutes.
2. Déterminer toutes les nouvelles combinaisons cation–anion possibles. Ce sont les précipités potentiels.
3. Utiliser les règles de solubilité (section 10.5.3.2) pour déterminer si l'une ou l'autre des nouvelles combinaisons cation–anion produit un sel insoluble. Si aucune combinaison ne donne un sel insoluble, il n'y a alors pas de réaction de précipitation, seulement une réaction de dissociation.
4. Si une réaction de précipitation se produit, écrire l'équation ionique nette. S'assurer que la formule du précipité est électriquement neutre (en d'autres mots, les charges des cations et les charges des anions s'annulent).

10.5.3.5 Équations ioniques

- Une équation ionique complète indique tous les ions et précipités présents dans une solution après la dissolution des composés ioniques.
- Dans une équation ionique nette, on omet les ions spectateurs (c.-à-d. les ions qui ne font pas partie du précipité et qui par conséquent sont présents des deux côtés de la réaction).
- Exemple :
    - Réaction de précipitation :
      $2\ Na_3PO_{4(aq)} + 3\ CaCl_{2(aq)} \rightarrow 6\ NaCl_{(aq)} + Ca_3(PO_4)_{2(s)}$
    - Équation ionique complète :
      $6\ Na^+_{(aq)} + 2\ PO_4^{3-}{}_{(aq)} + 3\ Ca^{2+}_{(aq)} + 6\ Cl^-_{(aq)} \rightarrow 6\ Na^+_{(aq)} + 6\ Cl^-_{(aq)} + Ca_3(PO_4)_{2(s)}$
    - Équation ionique nette :
      $2\ PO_4^{3-}{}_{(aq)} + 3\ Ca^{2+}_{(aq)} \rightarrow Ca_3(PO_4)_{2(s)}$

Auto-questionnaire 10.5.3

1. L'iodure de plomb (II) (PbI_2) est une poudre d'un jaune brillant utilisée comme pigment de coloration dans la peinture. On obtient du PbI_2 en mélangeant une solution de nitrate de plomb (II) ($Pb(NO_3)_2$) et d'iodure de sodium (NaI), qui sont tous deux des poudres blanches. Écrivez la réaction de précipitation résultante et l'équation ionique nette. Y a-t-il d'autres types de réactions en cause dans ces réactions?

2. Nous avons trois solutions aqueuses distinctes de nitrate de sodium ($NaNO_3$), de sulfate d'aluminium ($Al_2(SO_4)_3$) et d'hydroxyde de sodium (NaOH). Un précipité se formera-t-il lorsque les trois solutions sont combinées? Écrivez les équations ioniques nettes pour tous les précipités qui se forment dans un bécher, s'il y a lieu.

Auto-questionnaire 10.5.3 – Réponses

1. L'iodure de plomb (II) (PbI_2) est une poudre d'un jaune brillant utilisée comme pigment de coloration dans la peinture. On obtient du PbI_2 en mélangeant une solution de nitrate de plomb (II) ($Pb(NO_3)_2$) et d'iodure de sodium (NaI), qui sont tous deux des poudres blanches. Écrivez la réaction de précipitation résultante et l'équation ionique nette. Y a-t-il d'autres types de réactions en cause dans ces réactions?

Le $Pb(NO_3)_{2(s)}$ et le $NaI_{(s)}$ sont tous deux solubles dans l'eau, et la première étape est donc de les dissoudre :

$$Pb(NO_3)_{2(s)} + NaI_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Pb(NO_3)_{2(aq)} + NaI_{(aq)}$$

Vous pouvez maintenant écrire tous les ions qui sont produits lorsque les composés se dissolvent :

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + NaI_{(aq)} \rightarrow Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ NO_3^-{}_{(aq)} + Na^+{}_{(aq)} + I^-{}_{(aq)}$$

Les nouvelles combinaisons d'ions possibles sont PbI_2 et $NaNO_3$. D'après le tableau de solubilité, nous voyons que les halogénures sont normalement solubles, mais non avec le plomb (II), de sorte que le PbI_2 est insoluble et formera un précipité. Nous voyons également que les sels de sodium sont toujours solubles, de sorte que le $NaNO_3$ est soluble et demeurera en solution avec les ions Na^+ et NO_3^-.

Nous pouvons maintenant écrire l'équation ionique complète :

$$Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ NO_3^-{}_{(aq)} + 2\ Na^+{}_{(aq)} + 2\ I^-{}_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2\ Na^+{}_{(aq)} + 2\ NO_3^-{}_{(aq)}$$

Pour équilibrer la réaction ci-dessus, les matières de départ doivent être mélangées dans un ratio de 1 $Pb(NO_3)_2$ / 2 NaI.

L'équation ionique nette est :

$Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ I^-_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)}$

Cette réaction peut également être considérée comme une réaction de synthèse.

La réaction complète est :

$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2\ NaI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2\ NaNO_{3(aq)}$

Cette réaction peut également être considérée comme une réaction de double déplacement.

2. Nous avons trois solutions aqueuses séparées de nitrate de sodium ($NaNO_3$), de sulfate d'aluminium ($Al_2(SO_4)_3$) et d'hydroxyde de sodium (NaOH). Un précipité se formera-t-il lorsque les trois solutions sont combinées? Écrivez les équations ioniques nettes pour tous les précipités qui se forment dans un bécher, s'il y a lieu.

Le $NaNO_{3(s)}$, le $Al_2(SO_4)_{3(s)}$ et le $NaOH_{(s)}$ sont tous solubles dans l'eau, et la première étape est donc de les dissoudre :

$NaNO_{3(s)} + Al_2(SO_4)_{3(s)} + NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} NaNO_{3(aq)} + Al_2(SO_4)_{3(aq)} + NaOH_{(aq)}$

Vous pouvez maintenant écrire tous les ions produits lors de la dissolution des composés :

$NaNO_{3(aq)} + Al_2(SO_4)_{3(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow 2\ Na^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)} + Al^{3+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

Les nouvelles combinaisons d'ions possibles sont Na_2SO_4, $Al(NO_3)_3$ et $Al(OH)_3$. D'après le tableau de solubilité, nous voyons que tous les sels de sodium sont solubles, de sorte que le Na_2SO_4 est soluble et existera dans la solution sous forme d'ions; tous les nitrates sont solubles, de sorte que le $Al(NO_3)_3$ est soluble et existera dans la solution sous forme d'ions; et que la plupart des hydroxydes sont insolubles ($Al(OH)_3$ n'est pas une exception), de sorte que le $Al(OH)_3$ est insoluble et formera un précipité.

La réponse est oui : il y aura un précipité lorsque les trois solutions sont combinées.

L'équation ionique complète est :

$$4\ Na^{+}_{(aq)} + NO_3^{-}{}_{(aq)} + Al^{3+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 3\ OH^{-}_{(aq)} \rightarrow Al(OH)_{3(s)} + 4\ Na^{+}_{(aq)} + NO_3^{-}{}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

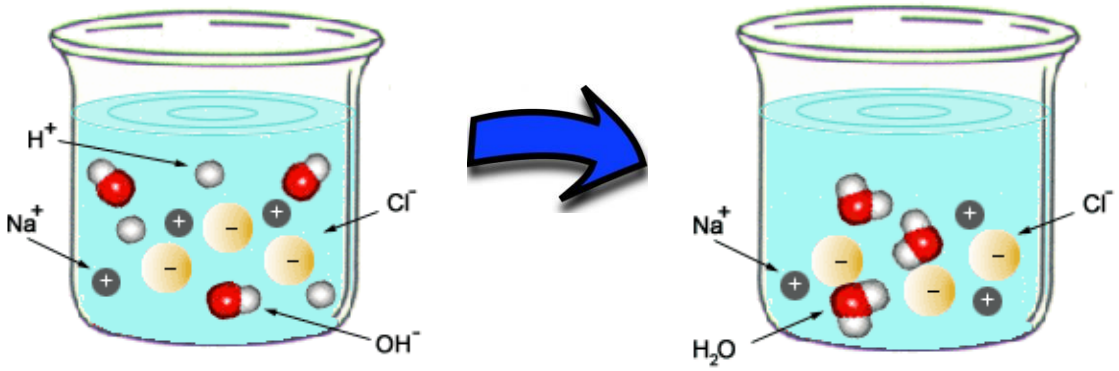
Pour équilibrer la réaction suivante, les matières de départ doivent être mélangées dans un ratio de 1 $NaNO_3$ / 1 $Al_2(SO_4)_3$ / 3 NaOH.

L'équation ionique nette est :

$$Al^{3+}_{(aq)} + 3\ OH^{-}_{(aq)} \rightarrow Al(OH)_{3(s)}$$

10.5.4 Réactions de neutralisation

- Nous traiterons dans un cours ultérieur des acides et des bases. Pour le moment, tout comme à la section 7.8, il suffit de savoir qu'un acide est un composé qui produit des ions $H^{+}_{(aq)}$ lorsqu'il est dissous dans l'eau.
  - Exemple : HCl, HNO_3, HF
- On peut considérer une base comme un composé qui produit des ions $OH^{-}_{(aq)}$ (ions hydroxyde) au cours de sa dissolution dans l'eau.
  - Exemple : NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$
- Lorsqu'un acide et une base sont combinés dans une solution aqueuse, il se produit une réaction de double remplacement. Cette réaction est également une réaction de neutralisation qui produit de l'eau.
  - L'acide neutralise la base en éliminant les ions OH^-.
  - La base neutralise l'acide en retirant les ions H^+.
  - Les contre-ions (c.-à-d. les cations appariés avec OH^- et les anions appariés avec H^+) sont des ions spectateurs.
- Exemple : $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
  - Les ions Na^+ et Cl^- demeurent dissous dans la solution, car le NaCl est soluble.
  - Mais les ions H^+ et OH^- se combinent pour produire une nouvelle molécule, du H_2O.
  - Par conséquent, l'équation ionique nette est : $H^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$



Auto-questionnaire 10.5.4

1. Une solution aqueuse d'acide sulfhydrique, $H_2S_{(aq)}$, réagit avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, $NaOH_{(aq)}$.
   a. Écrivez l'équation ionique complète et équilibrée de la neutralisation acide-base.
   b. Quel sel reste-t-il si vous évaporez l'eau de la solution neutralisée?

Auto-questionnaire 10.5.4 – Réponses

1. Une solution aqueuse d'acide sulfhydrique, $H_2S_{(aq)}$, réagit avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, $NaOH_{(aq)}$.
   a. Écrivez l'équation ionique complète et équilibrée de la neutralisation acide-base.

      Lorsque les composés sont dissous, ils produisent des ions dans un premier temps :

      $$H_2S_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow 2\ H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

      Les ions H^+ et OH^- réagissent ensuite pour produire la réaction suivante :

      $$H_2S_{(aq)} + 2\ NaOH_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + S^{2-}_{(aq)} + 2Na^+_{(aq)}$$

      Pour que cette réaction soit équilibrée, les réactifs doivent être combinés dans un ratio de 1 H_2S / 2 NaOH.

   b. Quel sel reste-t-il si vous évaporez l'eau de la solution neutralisée?

      Na_2S.

CHAPITRE 11 – RÉACTIONS NUCLÉAIRES

11.1 Introduction

- Les réactions chimiques normales se produisent entre les électrons des atomes. Ce n'est que dans les réactions nucléaires que les noyaux entrent en jeu.
- Les réactions nucléaires sont très rares dans la nature.
- Il y a deux types de réactions nucléaires :
    - Fission : C'est la scission d'un gros atome en deux atomes plus petits.
    - Fusion : C'est la réunion de deux petits atomes en un atome plus grand.

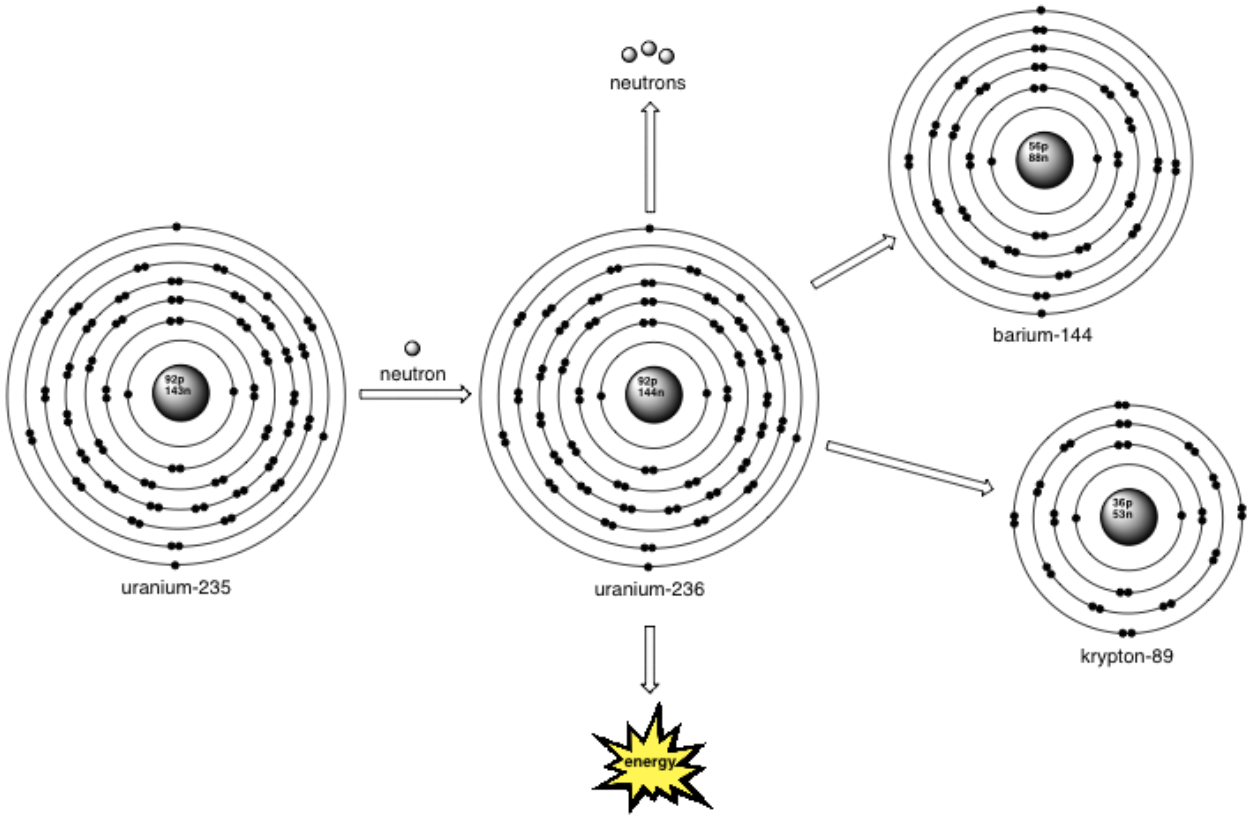
11.2 Fission

11.2.1 Réaction

- La fission se produit seulement avec les isotopes radioactifs, par des réactions nucléaires naturelles ou provoquées par l'humain.
- La réaction de fission la plus courante se produit avec l'uranium 235, qui est naturellement instable et se scinde en éléments plus petits.
- Cette réaction se produit de façon naturelle sur une échelle de plusieurs milliards d'années.
- Les humains accélèrent ce processus dans les réacteurs nucléaires.

11.2.2 Réacteurs nucléaires

- Un neutron est d'abord projeté sur un atome d'uranium 235 à une très grande vitesse, pour produire de l'uranium 236.
- L'uranium 236 est très instable, de sorte qu'il se désintègre en baryum 144, en krypton 89, tout en dégageant trois neutrons supplémentaires et une grande quantité d'énergie.
- Les neutrons ainsi créés entrent en collision avec d'autres atomes d'uranium 235 pour produire davantage d'uranium 236, qui se désintègre de nouveau pour produire plus d'énergie.
- La réaction devient par la suite autosuffisante (c.-à-d. qu'elle se poursuit sans assistance extérieure) et continue à produire de l'énergie.
- Cette réaction est illustrée ci-dessous. On remarquera que les électrons ne participent pas aux réactions nucléaires. Ils sont indiqués dans la figure uniquement à des fins d'illustration.

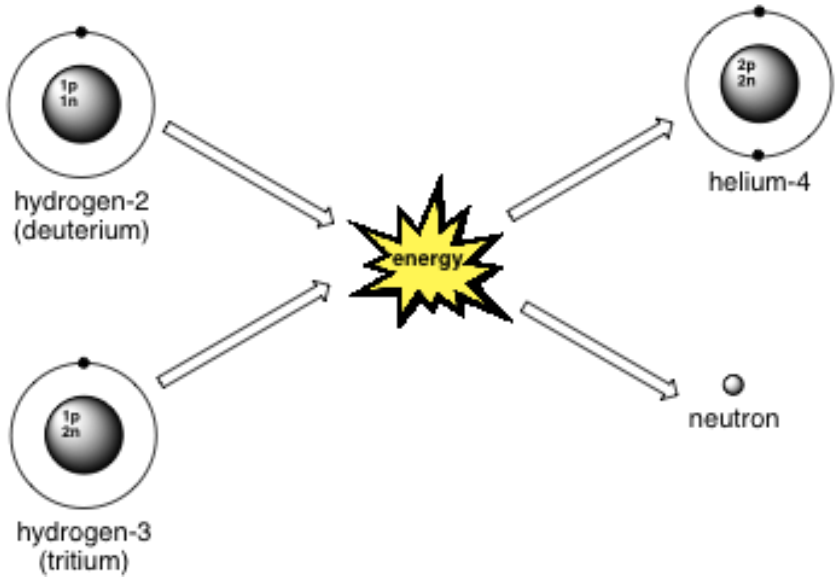


11.3 Fusion

11.3.1 Réaction

- La fusion se produit entre des atomes petits et relativement instables (comme le deutérium et le tritium).
- Lorsque ces atomes entrent en collision à de très grandes vitesses, ils peuvent se combiner pour former un élément plus stable.
    - Exemple : hydrogène 2 + hydrogène 3 → hélium 4 + neutron

        ↻Cette réaction est illustrée ci-dessous. De nouveau, les électrons n'y prennent pas part.
- La fusion ne se produit pas à l'état naturel sur la Terre, mais elle se produit constamment dans le soleil (et dans chacune des autres étoiles de l'univers).
- Les réactions de fusion dégagent d'énormes quantités d'énergie. Par exemple, celles qui se produisent à l'intérieur du soleil, à plus de 150 millions de kilomètres de la Terre, sont ressenties sur notre planète sous forme de rayonnement pouvant causer des brûlures.
- La fusion pourrait en théorie être une source illimitée d'énergie, et en plus elle ne produit pas de produit radioactif, mais les humains ne savent pas encore comment la maîtriser.



11.3.2 Bombes à hydrogène

- La seule réaction de fusion produite par les humains jusqu'à présent est sous forme de bombes à hydrogène.
- Dans cette bombe, une petite réaction de fission produit l'énergie requise pour amorcer la réaction de fusion de l'hydrogène.
- Cette réaction produit une quantité colossale d'énergie, mais qui ne peut être maîtrisée.

CHAPITRE 12 – STŒCHIOMÉTRIE

12.1 Définition

- La stœchiométrie est l'étude des aspects quantitatifs des réactions chimiques.
- Elle sert à calculer la quantité de réactif requise pour obtenir une quantité voulue de produit, ou encore la quantité de produit que l'on obtiendra avec une certaine quantité de réactifs.
- Une réaction chimique stœchiométrique est a) équilibrée et b) respecte la loi de conservation de la masse.
- Exemple : Supposons que nous avons la réaction chimique stœchiométrique équilibrée suivante : A + B → 2 C. En tenant compte des principes de la stœchiométrie, cela signifie :
    - 1 molécule de A + 1 molécule de B → 2 molécules de C
    - Ou, à une échelle plus grande (et plus réaliste) :
      1 mol de A + 1 mol de B → 2 mol de C
    - Il est très important de toujours se rappeler que cela <u>ne signifie pas</u> :
      ~~1 gramme de A + 1 gramme de B → 2 grammes de C~~

12.2 Masses stœchiométriques

- Nous avons vu à la section 6.1 qu'une mole est l'unité utilisée pour mesurer la quantité d'atomes ou de molécules.
    - 1 mole d'entités = nombre d'Avogadro (N_A) d'entités = $6{,}022 \times 10^{23}$ molécules
    - Vous pouvez convertir la quantité en masse, moles ou molécules en utilisant la masse molaire et le nombre d'Avogadro.
- On peut calculer la masse de réactifs requis et de produits obtenus en utilisant la stœchiométrie de la réaction et les masses molaires des réactifs et des produits.
- Exemple : L'eau est obtenue par la réaction : $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$. Si nous voulons obtenir 100 grammes d'eau, nous pouvons calculer la quantité de H_2 et de O_2 requise pour la réaction.
    - Calculons d'abord le nombre de moles d'eau dans 100 grammes. N'oubliez pas que la stœchiométrie s'utilise avec les moles, <u>et non la masse</u>.
        - $M(H_2O) = M(O) + [2 \times M(H)] = 16{,}0$ g/mol + (2 x 1,01 g/mol) = 18,02 g/mol
        - $n(H_2O) = m / M = 100$ g / 18,02 g/mol = 5,55 mol
    - En deuxième lieu, on calcule les quantités stœchiométriques de H_2 et de O_2 qui sont requises pour produire 5,55 moles de H_2O.
        - $n(H_2) = n(H_2O) \times (2\ H_2 / 2\ H_2O) = 5{,}55$ mol x (2/2) = 5,55 mol H_2
        - $n(O_2) = n(H_2O) \times (O_2 / 2\ H_2O) = 5{,}55$ mol x (1/2) = 2,775 mol H_2

- En troisième lieu, on calcule les masses de H_2 et de O_2 d'après leur nombre de moles.
    - $M(H_2) = 2 \times M(H) = 2 \times 1{,}01$ g/mol = 2,02 g/mol
    - $m(H_2) = n \times M = 5{,}55$ mol x 2,02 g/mol = 11,2 g
    - $M(O_2) = 2 \times M(O) = 2 \times 16{,}0$ g/mol = 32,0 g/mol
    - $m(O_2) = n \times M = 2{,}775$ mol x 32,0 g/mol = 88,8 g
- Ainsi, il faut 11,2 grammes de H_2 et 88,8 grammes de O_2 pour produire 100 grammes de H_2O.
- Enfin, on vérifie la réponse. Si vous avez fait les calculs correctement, la masse des réactifs sera égale à la masse des produits (en raison de la loi de conservation de la masse).
    - m(réactifs) = $m(H_2) + m(O_2)$ = 11,2 g + 88,8 g
    - m(produits) = $m(H_2O)$ = 100 g
    - m(réactifs) = m(produits)

Auto-questionnaire 12A

Plusieurs questions dans cet auto-questionnaire sont en fait une récapitulation des chapitres 5 et 6.

1. Supposons que vous ayez 0,10 mole d'atomes d'uranium (U).
    a. Combien d'atomes d'uranium avez-vous?
    b. Quelle est la masse en grammes de cette quantité d'uranium?

2. Combien y a-t-il d'atomes d'aluminium dans 10,0 grammes d'oxyde d'aluminium, Al_2O_3?

3. Si vous avez 2,0 moles de propane (C_3H_8), un gaz utilisé dans les barbecues et les chalumeaux industriels :
    a. Combien de molécules de propane avez-vous?
    b. Combien d'atomes d'hydrogène avez-vous?
    c. Quelle est la masse d'un gramme de cette quantité de propane?
    d. Le propane réagit avec l'oxygène (O_2) pour produire du CO_2 et du H_2O. Écrivez l'équation de cette réaction.
    e. Équilibrez la réaction (c.-à-d. déterminez la bonne stœchiométrie).
    f. Calculez la masse de chaque réactif, et la masse de chaque produit si vous commencez avec 2,00 moles de propane.

Auto-questionnaire 12A – Réponses

Plusieurs questions dans cet auto-questionnaire sont en fait une récapitulation des chapitres 5 et 6.

1. Supposons que vous ayez 0,10 mole d'atomes d'uranium (U).
   a. Combien d'atomes d'uranium avez-vous?

$$n^{bre}\ atomes = n \times N_A$$
$$= 0{,}10\ mol \times (6{,}022 \times 10^{23}\ atomes/mol)$$
$$= 6{,}022 \times 10^{22}\ atomes\ U$$

   b. Quelle est la masse en grammes de cette quantité d'uranium?

$$m = n \times M$$
$$= 0{,}10\ mol \times 238{,}0289\ g/mol$$
$$= 23{,}80\ g$$

2. Combien y a-t-il d'atomes d'aluminium dans 10,0 grammes d'oxyde d'aluminium, Al_2O_3?

$$M(Al_2O_3) = \{2 \times M(Al)\} + \{3 \times M(O)\}$$
$$= (2 \times 26{,}9815\ g/mol) + (3 \times 15{,}994\ g/mol)$$
$$= 101{,}9612\ g/mol$$

$$n(Al_2O_3) = m / M$$
$$= 10{,}0\ g / (101{,}9612\ g/mol)$$
$$= 0{,}098\ mol$$

$$n^{bre}\ molécules\ Al_2O_3 = n \times NA$$
$$= 0{,}0098\ mol \times (6{,}022 \times 10^{23}\ molécules/mol)$$
$$= 5{,}91 \times 10^{22}\ molécules$$

$$n^{bre}\ atomes\ Al = nombre\ de\ molécules\ de\ Al_2O_3 \times (2\ Al / Al_2O_3)$$
$$= 5{,}91 \times 10^{22}\ molécules \times (2\ Al / Al_2O_3)$$
$$= 1{,}18 \times 10^{23}\ atomes\ Al$$

3. Si vous avez 2,0 moles de propane (C_3H_8), un gaz utilisé dans les barbecues et les chalumeaux industriels :
   a. Combien de molécules de propane avez-vous?

$$n^{bre}\ molécules = n \times N_A$$
$$= 2{,}00\ mol \times (6{,}022 \times 10^{23}\ molécules/mol)$$
$$= 1{,}204 \times 10^{24}\ molécules\ C_3H_8$$

   b. Combien d'atomes d'hydrogène avez-vous?

$$n^{bre}\ atomes = nombre\ de\ molécules \times (8\ H / C_3H_8)$$

= (1,204 x 10^{24} molécules de C_3H_8) x (8 H / C_3H_8)
= 9,635 x 10^{24} atomes H

c. Quelle est la masse d'un gramme de cette quantité de propane?

M(C_3H_8) = [3 x M(C)] + [8 x M(H)]
= (3 x 12,0107 g/mol) + (8 x 1,00794 g/mol)
= 44,09562 g/mol

m = n x M
= 2,00 g x 44,09562 g/mol
= 88,19 g

d. Le propane réagit avec l'oxygène (O_2) pour produire du CO_2 et du H_2O. Écrivez l'équation de cette réaction.

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

e. Équilibrez la réaction (c.-à-d. déterminez la bonne stœchiométrie).

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

f. Calculez la masse de chaque réactif, et la masse de chaque produit si vous partez avec 2,00 moles de propane.

m (C_3H_8) = 88,2 g (d'après c)

n (O_2) = n (C_3H_8) x (5 O_2 / C_3H_8)
= 2 mol C_3H_8 x (5 O_2 / C_3H_8)
= 10 mol O_2

M (O_2) = 2 x M(O)
= 2 x 16,0 g/mol
= 32,0 g/mol

m (O_2) = n x M
= 10 mol x 32,0 g/mol
= 320 g O_2

n (CO_2) = n (C_3H_8) x (3 O_2 / C_3H_8)
= 2 mol C_3H_8 x (3 O_2 / C_3H_8)
= 6 mol O_2

M (CO_2) = M(C) + [2 x M(O)]
= 12,0 g/mol + (2 x 16,0 g/mol)
= 44,0 g/mol

m (CO_2) = n x M = 6 mol x 44,0 g/mol = 264 g CO_2

n (H_2O) ***= n (C_3H_8) x (4 H_2O / C_3H_8)***
= 2 mol C_3H_8 x (4 H_2O / C_3H_8)
= 8 mol O_2

M (H_2O) ***= M(O) + [2 x M(H)]***
= 16,0 g/mol + (2 x 1,01 g/mol)
= 18,02 g/mol

m (H_2O) ***= n x M = 8 mol x 18,02 g/mol = 144 g H_2O***

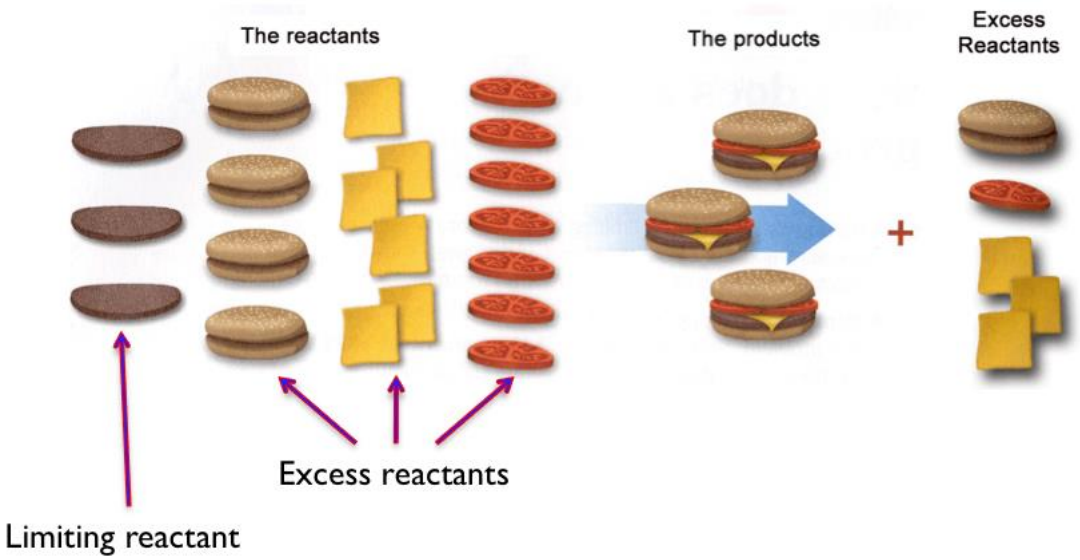
Donc, la combustion de 88,2 g de propane avec 320 g d'oxygène produira 264 g de dioxyde de carbone et 144 g d'eau.

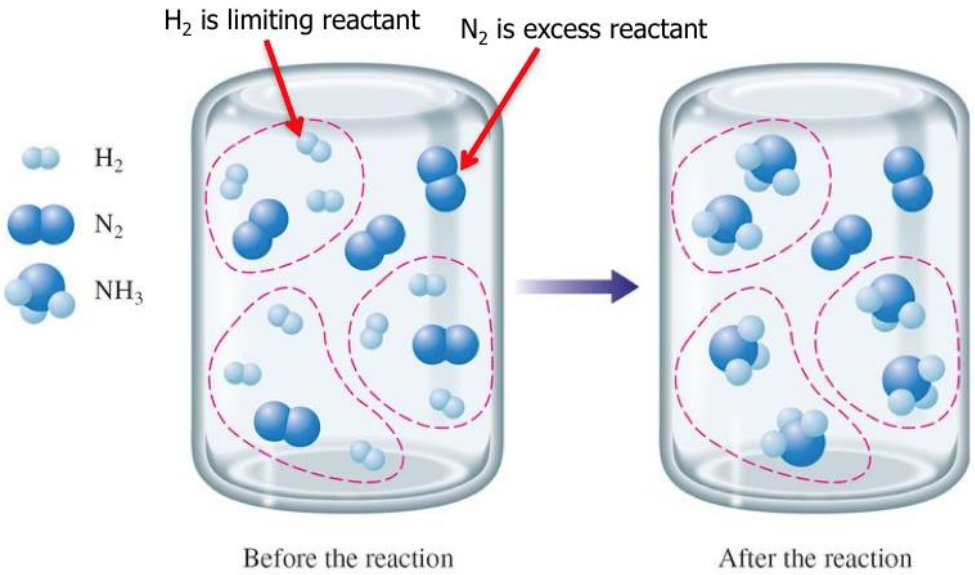
Vérifier les réponses :
m(réactifs) = m(C_3H_8) + m(O_2) = 88,2 g + 320 g = 408 g
m(produits) = m(CO_2) + m(H_2O) = 264 g + 144 g = 408 g
m(réactifs) = m(produits)

12.3 Réactifs limitants et excédentaires

12.3.1 Définition

- Si les réactifs ne sont pas présents en quantités stœchiométriques, il y aura ce que l'on appelle des réactifs limitants et des réactifs excédentaires.
- Les réactifs qui sont complètement consommés par la réaction sont les réactifs limitants.
- Tous les autres réactifs sont excédentaires.
- Le réactif limitant détermine la quantité de produit que l'on obtiendra.
- Dans les procédés industriels, le réactif limitant est habituellement le réactif le plus coûteux, car on veut s'assurer de le consommer complètement et de ne pas en gaspiller.





12.3.2 Exemple

- Revenons à notre exemple de la section 12.2 où 2,78 moles d'O_2 et 5,55 moles de H_2 donnent 5,55 moles de H_2O.
- Si nous mélangeons 4 moles d'O_2 avec 5,55 moles de H_2, seulement 5,55 moles de H_2O sera produit (même s'il y a plus de O_2 disponible), car il n'y a que 2,78 moles d'O_2 qui peuvent réagir avec 5,55 moles de H_2. La quantité restante, soit 1,22 moles de O_2 est donc excédentaire (parce qu'elle ne réagira avec rien).
- Dans cet exemple, H_2 est le réactif limitant, et O_2 le réactif excédentaire.
- Remarque : Même s'il y avait plus de moles de H_2, O_2 demeure le réactif excédentaire, car le O_2 et le H_2 réagissent dans un ratio de 1 sur 2.

- Notez également que pour ces calculs on utilise les moles, et non les masses!

12.3.3 Comment déterminer les réactifs limitants

12.3.3.1 Étapes

- Pour déterminer quel réactif est limitant (s'il y en a un), choisissez d'abord l'un des réactifs pour commencer l'analyse.
- N'oubliez pas qu'il faut travailler uniquement avec des moles :
    1. Calculez le nombre de moles du premier réactif.
    2. Calculez combien de moles du deuxième réactif sont requises pour que les réactifs réagissent en quantités stœchiométriques.
    3. Calculez le nombre de moles du deuxième réactif présent dans la réaction.
- Autre méthode : Vous pouvez aussi utiliser les moles pour trouver la masse du deuxième réactif (cela modifie uniquement l'étape 3) :
    1. Calculez le nombre de moles du premier réactif.
    2. Calculez combien de moles du deuxième réactif sont nécessaires pour que les réactifs réagissent en quantités stœchiométriques.
    3. Utilisez la masse molaire du deuxième réactif pour calculer la masse du deuxième réactif requise pour que la réaction se fasse en quantité stœchiométrique avec le premier réactif.
- Si la quantité réelle du deuxième réactif est égale à la valeur calculée, les réactifs sont alors présents en quantités stœchiométriques et il n'y a pas de réactif limitant.
- Si la quantité réelle du deuxième réactif est inférieure à la valeur calculée, le deuxième réactif est alors le réactif limitant.
- Si la quantité réelle du deuxième réactif est supérieure à la valeur calculée, c'est alors le premier réactif qui est le réactif limitant.

12.3.3.2 Exemple

- Du monoxyde de carbone est produit par la réaction équilibrée suivante : $2\ C + O_2 \rightarrow 2\ CO$. Si vous avez d'abord 50 g de carbone et 60 g de O_2, quel est le réactif limitant?
- En premier lieu, trouvez le nombre de moles de l'un des réactifs. Nous commençons avec C (vous auriez pu commencer également avec O_2).
    - n(C) = m / M = 50 g / 12,011 g/mol = 4,16 mol
- Ensuite, trouvez les quantités stœchiométriques de O_2 requises pour réagir avec 4,16 mol C.
    - $n(O_2) = n(C) \times (O_2 / 2\ C) = 4{,}16\ mol \times (1/2) = 2{,}08\ mol\ C$
    - $M(O_2) = 2 \times M(O) = 2 \times 15{,}999\ g/mol = 31{,}998\ g/mol$

- $m(O_2) = n \times M = 2{,}08 \text{ mol} \times 31{,}998 \text{ g/mol} = 66{,}6 \text{ g}$

- La quantité réelle de O_2 est inférieure à la quantité calculée, de sorte que O_2 est le réactif limitant (et C est le réactif excédentaire).

12.4 Rendement réel et théorique

- Le rendement théorique est la quantité de produit que l'on devrait obtenir.
- Deux critères doivent être respectés : 1) tout le réactif limitant réagit avec une quantité stœchiométrique de réactifs excédentaires, et 2) tout le produit est récupérable.
- Le rendement réel est la quantité de produit qui est vraiment obtenue à la suite d'une réaction.
- Le rendement réel est toujours inférieur au rendement théorique, pour les raisons suivantes :
  - les conditions ambiantes ne sont pas idéales;
  - les réactifs sont impurs;
  - il y a des réactions secondaires concurrentes.

12.5 Rendement en pourcentage

- Le rendement en pourcentage indique la quantité de produit obtenue (rendement réel) par rapport à la quantité que l'on aurait obtenue dans des conditions parfaites (rendement théorique).

$$\text{Rendement en } \% = \frac{\text{Rendement réel}}{\text{Rendement théorique}} \times 100\ \%$$

- On peut faire ce calcul en utilisant toute quantité (masse, moles, volume, etc.), pourvu que l'on soit constant dans les unités du rendement réel et du rendement théorique.
- Exemple : Si la réaction de la section 12.2 nous donne en définitive 90 g de H_2O, quel est le rendement en pourcentage?
  - Rendement en % = (90 g / 100 g) x 100 % = 90 %

Auto-questionnaire 12B

1. Le cyclohexane (C_6H_{12}) est produit par la réaction chimique non équilibrée suivante : $C_6H_6 + H_2 \rightarrow C_6H_{12}$
   a. Équilibrez la réaction.
   b. Pour produire 1 mole de C_6H_{12} à l'aide de cette réaction, combien de grammes de C_6H_6 et de H_2 devez-vous faire réagir?

c. Quel est le rendement théorique, en grammes, de C_6H_{12}?
d. Supposons que vous récupérez 24,0 g de C_6H_{12}. Quel est le rendement en pourcentage?

2. Le glucose ($C_6H_{12}O_6$) subit une combustion selon la réaction chimique non équilibrée suivante : $C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
   a. Équilibrez la réaction.
   b. Pour obtenir 6 moles de H_2O à l'aide de cette réaction, combien de grammes de glucose et de O_2 devez-vous combiner?
   c. Quel est le rendement théorique, en grammes, de CO_2?
   d. Supposons que vous récupérez 196,0 g de CO_2. Quel est le rendement en pourcentage?

Auto-questionnaire 12B – Réponses

1. Le cyclohexane (C_6H_{12}) est produit par la réaction chimique non équilibrée suivante : $C_6H_6 + H_2 \rightarrow C_6H_{12}$
   a. Équilibrez la réaction.

   $C_6H_6 + 3\ H_2 \rightarrow C_6H_{12}$

   b. Pour produire 1 mole de C_6H_{12} à l'aide de cette réaction, combien de grammes de C_6H_6 et de H_2 devez-vous faire réagir?

   $n(H_2) = n(C_6H_{12}) \times (3\ H_2 / C_6H_{12}) = 1\ mol \times (3/1) = 3\ mol$

   $M(H_2) = 2 \times M(H) = 2 \times 1{,}01\ g/mol = 2{,}02\ g/mol$

   $m(H_2) = n \times M = 3\ mol \times 2{,}02\ g/mol = 6{,}06\ g$

   $n(C_6H_6) = n(C_6H_{12}) \times (C_6H_6 / C_6H_{12}) = 1\ mol \times (1/1) = 1\ mol$

   $M(C_6H_6) = \{6 \times M(H)\} + \{6 \times M(C)\} = (6 \times 1{,}01\ g/mol) + (6 \times 12{,}011\ g/mol) = 78{,}126\ g/mol$

   $m(C_6H_6) = n \times M = 1\ mol \times 78{,}126\ g/mol = 78{,}126\ g$

   c. Quel est le rendement théorique, en grammes, de C_6H_{12}?

   $M(C_6H_{12}) = \{12 \times M(H)\} + \{6 \times M(C)\} = (12 \times 1{,}01\ g/mol) + (6 \times 12{,}011\ g/mol) = 84{,}186\ g/mol$

   $m(C_6H_{12}) = n \times M = 1\ mol \times 84{,}186\ g/mol = 84{,}186\ g$

Vérifiez les résultats en utilisant la loi de conservation de la masse :

m(réactifs) = m(H_2) + m(C_6H_6) = 6,06 g + 78,126 g = 84,186 g

m(produits) = m(C_6H_{12}) = 84,186 g

m(réactifs) = m(produits) ✔

d. Supposons que vous récupérez 24,0 g de C_6H_{12}. Quel est le rendement en pourcentage?

Rendement en % = {(rendement réel) / (rendement théorique)} x 100 %
= (24,0 g / 84,186 g) x 100 %
= 28,5 %

2. Le glucose ($C_6H_{12}O_6$) subit une combustion selon la réaction chimique non équilibrée suivante : $C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

a. Équilibrez la réaction.

$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$

b. Pour obtenir 6 moles de H_2O à l'aide de cette réaction, combien de grammes de glucose et de O_2 devez-vous combiner?

n(O_2) = n(H_2O) x (6 O_2 / 6 H_2O) = 6 mol x (6/6) = 6 mol

M(O_2) = 2 x M(O) = 2 x 15,999 g/mol = 31,998 g/mol

m(O_2) = n x M = 6 mol x 31,998 g/mol = 191,988 g

n($C_6H_{12}O_6$) = n(H_2O) x ($C_6H_{12}O_6$ / 6 H_2O) = 6 mol x (1/6) = 1 mol

M($C_6H_{12}O_6$) = {12 x M(H)} + {6 x M(C)} + {6 x M(O)} = (12 x 1,01 g/mol) + (6 x 12,011 g/mol) + (6 x 15,999 g/mol) = 180,18 g/mol

m($C_6H_{12}O_6$) = n x M = 1 mol x 180,18 g/mol = 180,18 g

c. Quel est le rendement théorique, en grammes, de CO_2?

n(CO_2) = n(H_2O) x (6 CO_2 / 6 H_2O) = 6 mol x (6/6) = 6 mol

M(CO_2) = M(C) + {2 x M(O)} = 12,011 g/mol + (2 x 15,999 g/mol) = 44,009 g/mol

$m(CO_2)$ = n x M = 6 mol x 44,009 g/mol = 264,054 g

d. Supposons que vous récupérez 196,0 g de CO_2. Quel est le rendement en pourcentage?

Rendement en % = {(rendement réel) / (rendement théorique)} x 100 %
= (196,0 g / 264,054 g) x 100 %
= 74,2 %

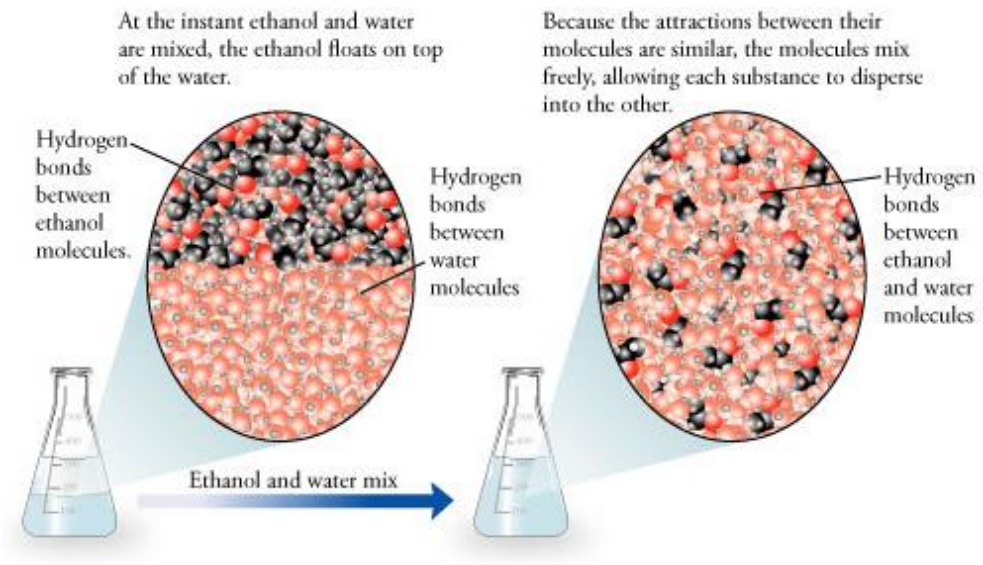
CHAPITRE 13 – SOLUTIONS

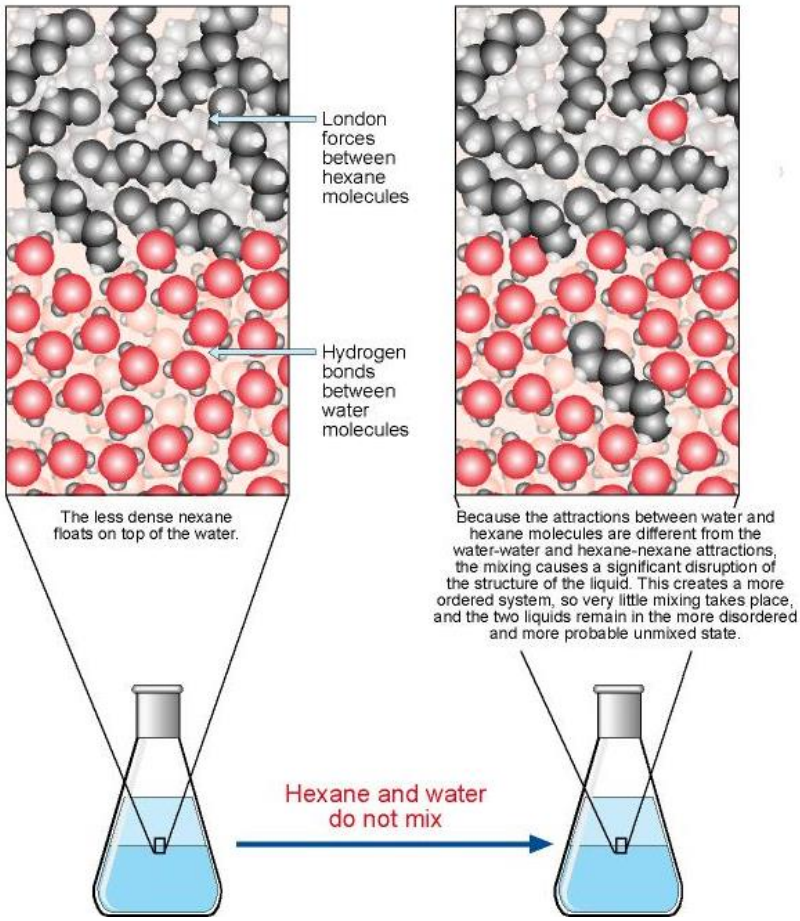
13.1 Définitions

- Solution : Mélange homogène de deux ou plusieurs substances (section 1.1). La composition du mélange est uniforme partout, de sorte que la concentration du soluté dans le solvant est uniforme.
    - Les solides, les liquides et/ou les gaz peuvent former des solutions.
    - Les solutions les plus courantes sont les solides dissous dans l'eau. Ces solutions sont dites aqueuses (section 1.3.3).
- Solvant : substance présente en plus grande quantité (exemple : dans le café, l'eau chaude est le solvant).
- Solutés : autres substances dissoutes dans le solvant (exemple : dans le café, les solutés sont le café, la crème et le sucre).
- Concentration : quantité de chaque soluté dans le volume total de solvant.

13.2 Forces de dissolution

- Les composés ioniques et polaires se dissolvent dans les solvants polaires en raison des forces ion-dipôle et dipôle-dipôle.
- Les composés non polaires se dissolvent dans les solvants non polaires, en raison des forces de dispersion de London.
- Les composés ioniques et polaires ne se dissolvent pas dans les solvants non polaires, et vice versa.
    - Exemple : L'huile (non polaire) ne se mélange pas à l'eau (polaire).
- Le principe général est : « la dissolution fait intervenir des substances semblables » (les substances polaires/ioniques se dissolvent dans les substances polaires; les substances non polaires se dissolvent dans les substances non polaires).





13.3 Types de solutions

13.3.1 Exemples

- Solutés solides dissous dans un liquide (exemple : le sel dissous dans l'eau).

- Solutés liquides dissous dans un liquide (exemple : additif antigel dans un réservoir d'essence).
- Solutés solides et liquides dissous dans un liquide (exemple : crème (liquide) et sucre (solide) dans le café).
- Solutés gazeux dissous dans un liquide (exemple : O_2 et CO_2 dans le sang).
- Solutés gazeux dissous dans un gaz (exemple : O_2, CO_2 et Ar dissous dans le N_2 dans l'air).
- Solutés solides dissous dans un solide (exemple : zinc dissous dans du cuivre pour former du laiton).

13.3.2 Solutions solides

- La plupart des solutions solide-solide sont préparées d'abord sous forme liquide, puis refroidies jusqu'à ce qu'elles se solidifient.
- Si des précipités se forment lorsque le mélange se refroidit, le mélange devient hétérogène (exemple : granite). Si tous les composants demeurent répartis de façon uniforme, on a alors une solution solide (exemple : laiton).

Granite
(mélange solide hétérogène)

Laiton
(mélange solide homogène)

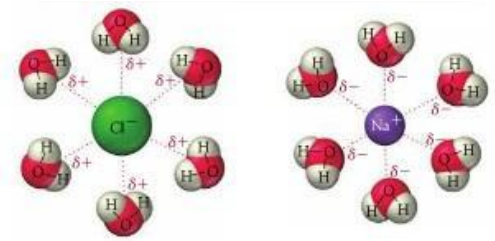
13.3.3 Solutions aqueuses

13.3.3.1 Définition

- Les solutions aqueuses contiennent un soluté dissous dans l'eau (exemple : eau carbonée, eau salée).
- Ces solutions sont très courantes, parce que l'eau est un solvant.
    - L'eau est souvent appelée « solvant universel », en raison du grand nombre de substances qu'elle peut dissoudre.
- Les solutions aqueuses (et autres solutions contenant des solvants polaires) sont stabilisées par les forces ion-dipôle.

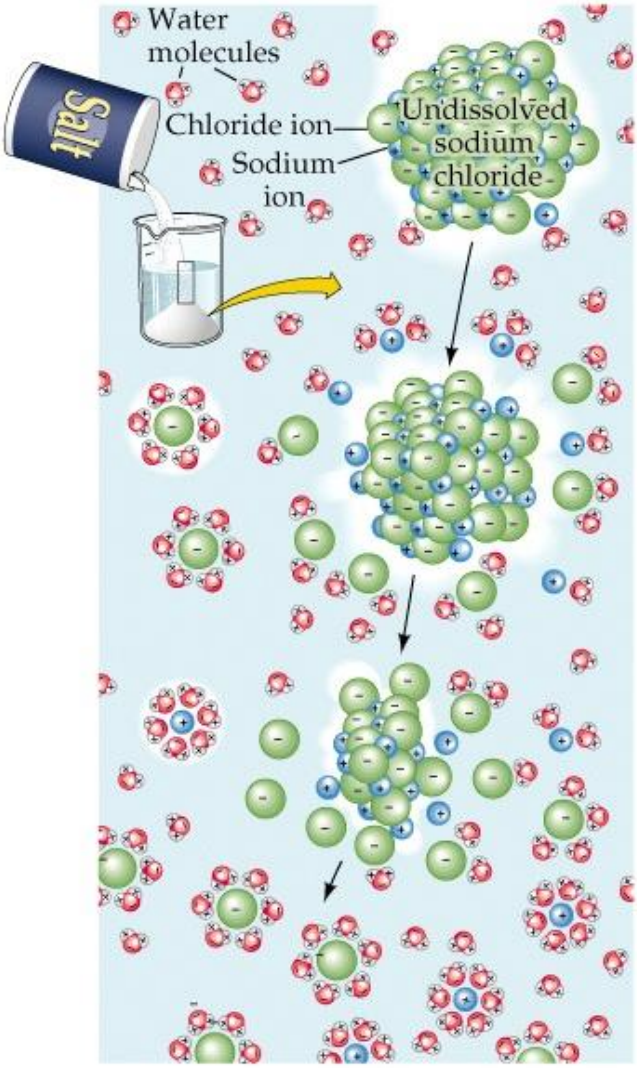
13.3.3.2 Forces ion-dipôle

- La force ion-dipôle est une force intermoléculaire présente dans les solutions (et non dans les substances pures, comme les forces que nous avons décrites à la section 9.3).
- Les forces ion-dipôle sont des forces d'attraction qui existent entre
    - Un cation et l'extrémité d'une molécule polaire qui a une charge négative partielle.
    - un anion et l'extrémité d'une molécule polaire qui a une charge positive partielle.
- Comme l'ion a une charge complète (+1, +2, +3, -1, -2, -3), de nombreuses molécules de solvant ayant des charges partielles entourent l'ion.
- La somme de toutes les charges partielles sur les molécules du solvant doit être égale à la charge complète de l'ion pour que la solution soit stable.



13.3.3.3 Étapes à suivre pour former une solution aqueuse (pour toute solution avec solvant polaire)

1. Séparation du soluté :
    - Soluté solide : Le sel du soluté (exemple : NaCl) se dissocie en cations et en anions (exemple : Na^+ et Cl^-). Pour ce faire, les forces intramoléculaires fortes dans le soluté doivent être rompues (liaisons ioniques). Il faut donc fournir de l'énergie.
    - Soluté gazeux : Si on dissout un gaz dans l'eau (exemple : CO_2 dans l'eau pour faire du soda), aucune énergie n'est requise pour la séparation du soluté, car les molécules de gaz sont déjà très éloignées, et les forces intermoléculaires sont négligeables. On passe donc directement à l'étape n° 2.
2. Séparation des solvants : Les molécules du solvant (eau) doivent être séparées pour créer de l'espace pour les ions du soluté. Pour ce faire, il faut rompre les forces intermoléculaires (liaisons dipôle-dipôle ou hydrogène) dans le solvant. Il faut donc fournir de l'énergie.
3. Solvatation : Les ions individuels du soluté remplissent l'espace dans le solvant. Des forces d'attraction ion-dipôle se forment. De l'énergie est libérée.
   Remarque : Lorsque l'eau est le solvant, ce processus s'appelle « hydratation ».



13.3.3.4 Énergie de dissolution

13.3.3.4.1 Enthalpie

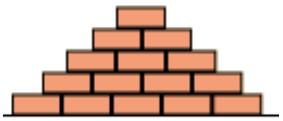
- L'enthalpie, *H*, est la chaleur totale contenue dans un système. Elle représente l'énergie interne et les effets de la pression et du volume.
    - Par convention, lorsque l'on ajoute de l'enthalpie à un système, le changement d'enthalpie (ΔH) est positif, car le système contient plus d'enthalpie après le changement qu'avant.
    - Lorsque l'enthalpie est dégagée ou retirée du système, ΔH est négative, car le système contient moins d'enthalpie après le changement qu'avant.
- Les deux premières étapes du processus de dissolution (section 13.3.3.3) requièrent un apport d'enthalpie; la dernière étape libère de l'enthalpie.
- Pour que tout processus de dissolution puisse se dérouler, la somme des changements globaux d'énergie dans le système (section 13.3.3.4.3) doit

être négative. Le changement d'enthalpie est un facteur qui y contribue grandement.

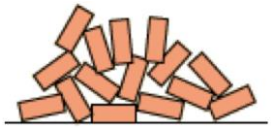
- La valeur ΔH peut être négative naturellement, ou on peut la favoriser en fournissant une source externe d'énergie (exemple : chaleur, lumière, énergie mécanique). C'est pourquoi davantage de sel se dissout dans l'eau chaude ou quand on la brasse.

13.3.3.4.2 Entropie

- L'entropie, *S*, est la mesure du désordre d'un système.
- Les systèmes ont naturellement la tendance à passer à un état d'entropie élevée (désordre plus grand) pour les raisons suivantes :
    1. Les choses (objets, réactions, etc.) vont dans une direction qui abaisse leur énergie totale, pour se retrouver au final dans un état d'énergie moindre (exemple : une boule qui roule en bas d'une colline).
    2. Un système a tendance à adopter une situation ou un arrangement probable. C'est pourquoi si vous jetez un tas de briques dans un camion, elles se trouveront en désordre (un état désordonné est plus probable qu'un état ordonné).



État ordonné
(improbable; requiert de l'énergie)

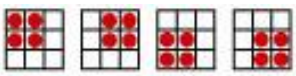


État désordonné
(probable; état d'énergie moindre)

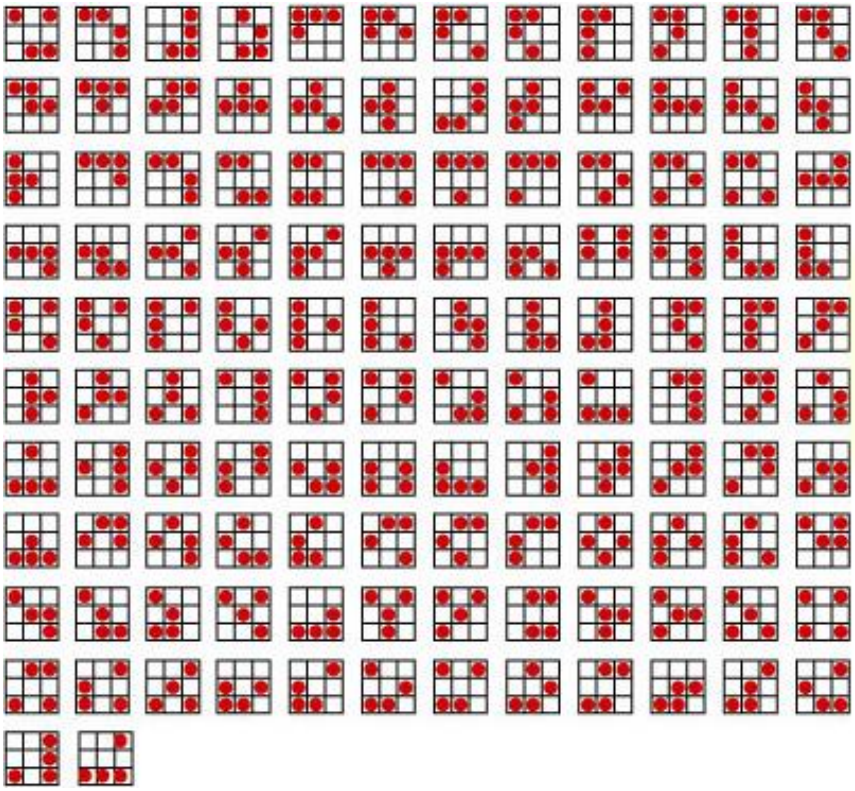
- Un soluté placé dans un solvant se répartira de façon aléatoire dans toute la solution. Cela augmente l'entropie, de sorte que celle-ci favorise la dissolution (en d'autres mots, l'entropie aide à la dissolution).

13.3.3.4.3 Exemple d'entropie

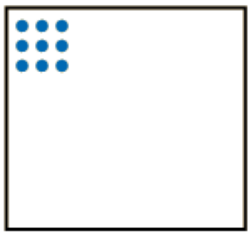
- Supposons qu'une substance très simple n'a que quatre ions, et que ceux-ci peuvent occuper neuf cases possibles.
- Dans un solide, il y aura quatre arrangements possibles des ions (parce que tous les ions doivent se toucher dans un solide) :



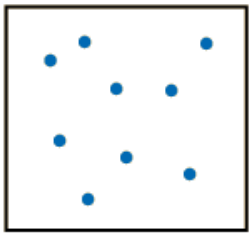
- Mais dans une solution, les ions ne sont pas soumis à cette contrainte, de sorte qu'il y a 122 arrangements possibles :



- En résumé, les ions désordonnés sont plus probables et auront une plus grande entropie que les ions ordonnés :



Solide
(ions ordonnés)



Solution
(ions désordonnés, entropie accrue)

13.3.3.4.4 Énergie libre de Gibbs

- Nous avons parlé des deux types d'énergie associés à la dissolution : l'enthalpie (*H*) et l'entropie (*S*).
- Pour déterminer si un soluté se dissoudra, nous devons tenir compte de ces deux changements d'énergie.
- Pour ce faire, on utilise l'énergie libre de Gibbs (G), qui est le changement global d'énergie dans un processus.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

- Un processus (réaction, dissolution, etc.) se produira seulement si le changement d'énergie de Gibbs est négatif.

Auto-questionnaire 13.3.3.4

1. Pour un soluté donné dans l'eau, les changements d'énergie sont les suivants :

   $\Delta H_{\text{séparation du soluté}}$ = 835 kJ
   $\Delta H_{\text{séparation du solvant}}$ = 98 kJ
   $\Delta H_{\text{solvatation}}$ = –805 kJ
   ΔS = 300 J/K

   Si la température du système est de 25 °C, le soluté se dissoudra-t-il dans l'eau?

Auto-questionnaire 13.3.3.4 – Réponses

1. Pour un soluté donné dans l'eau, les changements d'énergie sont les suivants :

   $\Delta H_{\text{séparation du soluté}}$ = 835 kJ
   $\Delta H_{\text{séparation du solvant}}$ = 98 kJ
   $\Delta H_{\text{solvatation}}$ = –805 kJ
   ΔS = 300 J/K

   Si la température du système est de 25 °C, le soluté se dissoudra-t-il dans l'eau?

   $\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_{\text{séparation du soluté}} + \Delta H_{\text{séparation du solvant}} + \Delta H_{\text{solvatation}}$
   $= 735 \text{ kJ} + 98 \text{ kJ} - 805 \text{ kJ}$
   $= 28 \text{ kJ} \times (1\,000 \text{ J / kJ})$
   $= 28\,000 \text{ J}$

   $T = 25 \text{ °C} + 273 \text{ K} = 298 \text{ K}$

   $\Delta G = \Delta H_{\text{total}} - T\Delta S$
   $= 28\,000 \text{ J} - \{(298 \text{ K})(300 \text{ J/K})\}$
   $= -61\,400 \text{ J}$
   $= -61 \text{ kJ}$

   Le changement d'énergie est inférieur à zéro, de sorte que le soluté se dissoudra. Remarque : Ce calcul dépend de la température. À une température différente, la réponse sera différente.

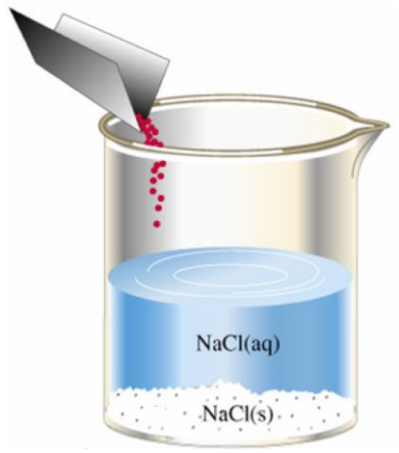
13.4 Solubilité

13.4.1 Définition

- La solubilité est la capacité d'un soluté de se dissoudre dans un solvant donné.
- On la mesure en utilisant une solution saturée pour déterminer la solubilité maximale.
- Unité : (grammes de soluté) / (100 grammes de solvant)

13.4.2 Solution saturée

- Une solution saturée contient la quantité maximale de soluté qui peut être dissoute dans un volume donné d'un solvant, pour une température et une pression données.
- On atteint le point de saturation lorsque la concentration de la solution demeure constante et que tout soluté supplémentaire demeure sous sa forme d'origine (en d'autres mots, il ne se dissout pas).



13.4.3 Effet de la température et de la pression

- La solubilité dépend de la température et de la pression.
- En règle générale, la solubilité augmente lorsque la température augmente.
- La pression a peu d'effet sur la solubilité si le soluté et le solvant sont des liquides ou des solides.
- La pression est très importante lorsque des gaz se dissolvent (exemple : dissolution du CO_2 dans l'eau pour faire du soda).

Auto-questionnaire 13.4

1. La solubilité du sucrose à 20,0 °C est de 203,9 g/100 g eau. Combien de grammes de sucrose faut-il pour saturer 1 tonne d'eau à cette température (1 tonne = 2 000 lb; 1 lb = 453,6 g)?

2. Combien de grammes de chlorure de potassium (KCl) faut-il pour préparer une solution saturée dans 500 mL d'eau bouillante? La solubilité du KCl à 100 °C est de 56,7 g/100 g eau. La densité de l'eau est de 1,000 g/mL.

Auto-questionnaire 13.4 – Réponses

1. La solubilité du sucrose à 20,0 °C est de 203,9 g/100 g eau. Combien de grammes de sucrose faut-il pour saturer 1 tonne d'eau à cette température (1 tonne = 2 000 lb; 1 lb = 453,6 g)?

   La solubilité en unités de grammes sucrose / tonne de H_2O est :

   $$\frac{203,9\ g\ sucrose}{100\ g\ H_2O} \times \frac{453,6\ g}{1\ lb} \times \frac{2\ 000\ lb}{1\ tonne} = 1,85 \times 10^6\ \textit{g sucrose}/\textit{tonne eau}$$

   Donc, il faut 1,85 x 10^6 grammes de sucrose pour sature 1 tonne d'eau à 20,0 °C.

2. Combien de grammes de chlorure de potassium (KCl) faut-il pour préparer une solution saturée dans 500 mL d'eau bouillante? La solubilité du KCl à 100 °C est de 56,7 g/100 g eau. La densité de l'eau est de 1,000 g/mL.

   En premier lieu, il faut convertir 500 mL d'eau en unités de masse, car la solubilité du KCl est donnée en unité de (masse de soluté) / (masse de solvant).

   m_{H2O} = 500 mL x (1,000 g/mL) = 500 g

   Nous pouvons maintenant utiliser la solubilité du KCl pour calculer la quantité de soluté requise pour saturer 500 grammes de H_2O.

   $$m_{KCl} = \frac{56,7\ g\ KCl}{100,0\ g\ H_2O} \times 500\ g\ H_2O = 284\ g\ KCl$$

   Il faut donc 284 grammes de KCl pour saturer 500 mL d'eau bouillante.

13.5 Concentration

13.5.1 Définition

- La concentration (*C*) mesure la quantité de substrat présente dans un solvant.
- On peut la calculer à l'aide de l'une des deux équations suivantes, tout dépendant de l'unité qui nous intéresse :

$$C = \text{moles} / \text{volume} = n / V$$

$$C = \text{masse} / \text{volume} = m / V$$

- On peut utiliser la concentration pour calculer les quantités d'un soluté solide ou d'une solution mère nécessaires pour préparer une solution.
    - Une solution mère est une solution de concentration connue qui est utilisée pour faire des solutions plus diluées du même soluté.
- La concentration molaire, ou molarité (*M*), est l'unité de concentration lorsque cette dernière est calculée en moles (équation 1 ci-dessus).
    - M = (moles de soluté) / (litre de solvant) = mol/L
    - Exemple : Une solution de quatre molaires (4,0 M) a une concentration de 4,0 moles de soluté dans 1,0 L de solvant.

13.5.2 Résolution de problèmes de concentration

1. Calculez le nombre de moles de soluté requis : $n_{soluté} = (V_{solution})(C_{solution})$
2. Calculez la masse de soluté ou le volume de solution mère requis pour obtenir ce nombre de moles.
    - Pour préparer une solution à partir d'un soluté solide, on doit convertir le nombre de moles en grammes et ajouter cette quantité dans un contenant gradué.
    - Pour faire une solution à partir d'une solution mère, on doit convertir le nombre de moles du soluté en un volume de solution mère en utilisant l'équation de dilution (on doit connaître la molarité de la solution mère) : $(C_{mère})(V_{mère}) = (C_{dilué})(V_{dilué})$
      On ajoute ce volume dans un contenant gradué.
3. Ajoutez de l'eau au volume désiré dans le contenant gradué.

Auto-questionnaire 13.5

1. Quelle masse de NaCl solide devez-vous utiliser pour préparer 400,0 mL d'une solution de 2,00 M de NaCl?

2. Vous disposez de 1 L d'une solution mère de NaCl de 3,00 M et vous devez préparer 400,0 mL d'une solution de 2,00 M. Décrivez votre procédure.

3. Combien de millilitres d'une solution de 2,55 M de glucose ($C_6H_{12}O_6$), devez-vous utiliser pour obtenir 25,0 g de glucose?

4. Combien de grammes d'éthanol (C_2H_6O) y a-t-il dans 200,0 mL d'une solution d'éthanol aqueuse de 2,00 M?

Auto-questionnaire 13.5 – Réponses

1. Quelle masse de NaCl solide devez-vous utiliser pour préparer 400,0 mL d'une solution de 2,00 M de NaCl?

   n_{NaCl} = C x V = 2,00 mol/L x 0,400 L = 0,800 mol

   M_{NaCl} = MNa + MCl = 22,9898 g/mol + 35,453 g/mol = 58,4428 g/mol

   m_{NaCl} = n / M = 0,800 mol / 58,4428 g/mol = 46,8 g

2. Vous disposez de 1 L d'une solution mère de NaCl de 3,00 M et vous devez préparer 400,0 mL d'une solution de 2,00 M. Décrivez votre procédure.

   $V_{dilué}$ = 400,0 mL x (1 L / 1 000 mL) = 0,4000 L

   $C_{mère}$ x $V_{mère}$ = $C_{dilué}$ x $V_{dilué}$

   $V_{mère}$ = ($C_{dilué}$ x $V_{dilué}$) / $C_{mère}$

   = (2,00 mol/L x 0,4000 L) / 3,00 mol/L

   = 0,267 L

   = 267 mL

   Par conséquent, pour obtenir 400,0 mL d'une solution diluée à une concentration de 2,00 M, i) versez 267 mL de la solution mère à 3,00 M dans un flacon gradué, puis ii) montez le volume jusqu'à 400,0 mL avec de l'eau dans le flacon.

3. Combien de millilitres d'une solution de 2,55 M de glucose ($C_6H_{12}O_6$), devez-vous utiliser pour obtenir 25,0 g de glucose?

   $M_{C6H12O6}$ = (6 x M_C) + (12 x M_H) + (6 x M_O)

   = (6 x 12,0107 g/mol) + (12 x 1,00794 g/mol) + (6 x 15,9994 g/mol)

= 180,1559 g/mol

$n_{C_6H_{12}O_6}$ ***= m/M = 25,0 g / 180,11559 g/mol = 0,13877 mol***

V = n / C = 0,13877 mol / 2,55 mol/L = 0,05442 L = 54,4 mL

Vous aurez donc besoin de 54,4 mL d'une solution de glucose à 2,55 M pour obtenir 25,0 grammes de glucose.

4. Combien de grammes d'éthanol (C_2H_6O) y a-t-il dans 200,0 mL d'une solution d'éthanol aqueuse de 2,00 M?

V = 200,0 mL x (1 L / 1 000 mL) = 0,2000 L

$n_{C_2H_6O}$ ***= C x V = 2,00 mol/L x 0,2000 L = 0,400 mol***

$M_{C_2H_6O}$ $= (2 \times M_C) + (6 \times M_H) + M_O$

= (2 x 12,0107 g/mol) + (6 x 1,00794 g/mol) + 15,9994 g/mol

= 46,0684 g/mol

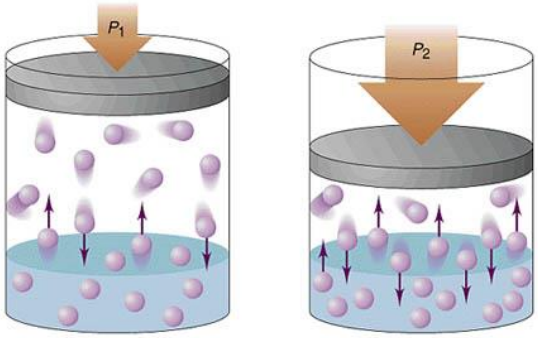
$m_{C_2H_6O}$ ***= n x M = 0,400 mol x 46,0684 g/mol = 18,4 g***

Il y a donc 18,4 grammes d'éthanol dans 200,0 mL d'une solution d'éthanol à 2,00 M.

13.6 Applications des solutions

13.6.1 Soda

- Le soda est une solution de CO_2 dissoute dans l'eau.
- On l'obtient en plaçant l'eau dans une atmosphère de CO_2 (afin que tout l'air au-dessus de l'eau ne contienne que du CO_2).
- On augmente ensuite la pression (au moyen d'un piston), ce qui force le CO_2 à se dissoudre dans l'eau.

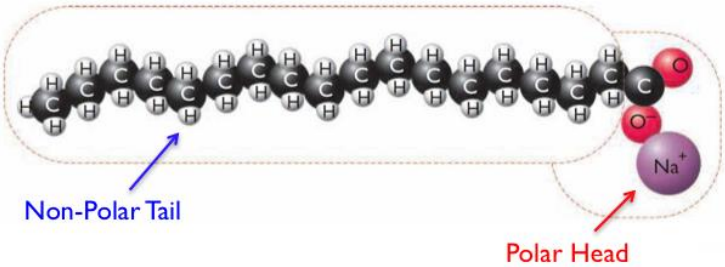


- On stocke ensuite le soda sous pression afin que le CO_2 demeure dissous.
- Lorsque l'on ouvre le soda, la pression diminue, la solubilité maximale du CO_2 diminue et le CO_2 quitte la solution.
- C'est pourquoi une boisson gazeuse devient plate après un certain temps.

13.6.2 Savon

13.5.6.1 Molécules de savon et micelles

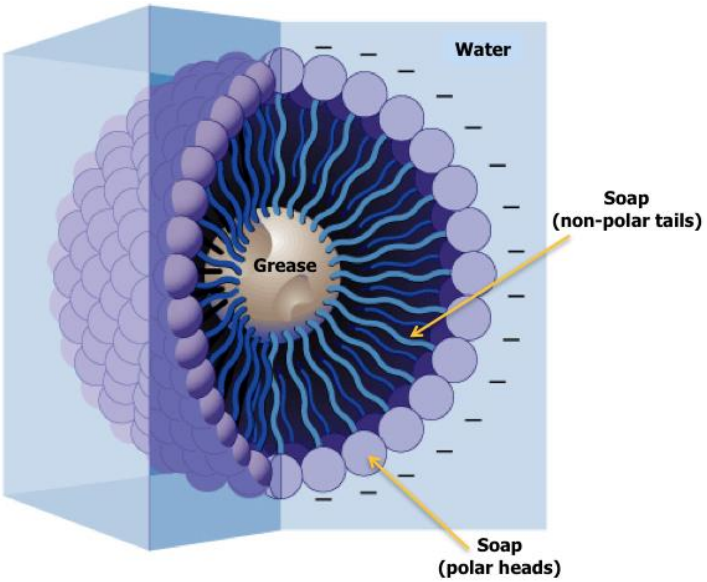
- Selon le critère « les substances semblables dissolvent les substances semblables », l'eau est une excellente substance pour éliminer les taches polaires et ioniques, mais la plupart des taches tenaces sont de nature non polaire (en d'autres mots, des graisses), et c'est pourquoi nous avons besoin des savons.
- Les molécules de savon possèdent une longue chaîne d'hydrocarbures non polaires (hydrocarbure = hydrogène + carbone), reliée à une tête polaire, de sorte qu'il y a deux extrémités : une polaire et une non polaire.



- La tête polaire est hydrophile (c.-à-d. qu'elle recherche l'eau). Elle établira donc des forces d'attraction intermoléculaires avec les molécules d'eau, ce qui permettra au savon de se dissoudre dans l'eau.
- La queue non polaire ne peut pas établir de forces intermoléculaires fortes avec l'eau, et elle est donc hydrophobe (elle repousse l'eau).
- La queue de la molécule de savon cherche à interagir avec d'autres molécules non polaires. C'est pourquoi lorsque vous mettez du savon dans l'eau, les molécules de savon s'organisent naturellement pour

adopter une configuration sphérique appelée micelle, laquelle éloigne les queues non polaires de l'eau.

- Dans la micelle, les queues d'hydrocarbure ne sont pas exposées à l'eau et peuvent alors établir des forces de dispersion de London entre elles.
- Une micelle contenant une particule de graisse est illustrée ci-dessous.



13.5.6.2 Mécanisme d'action

- Lorsqu'une chemise ou une casserole est tachée par la graisse, vous ne pouvez évidemment pas la nettoyer à l'eau, car les molécules d'eau repoussent la graisse, en raison de la nature polaire de l'eau et non polaire de la graisse.
- Mais si vous mettez la graisse en contact avec du savon, la queue non polaire des molécules de savon établit des forces intermoléculaires d'attraction fortes avec les molécules non polaires de graisse.
- Ce mécanisme produit des micelles de savon qui encapsulent les particules de graisse non polaire dans l'espace formé par les queues non polaires.
- La graisse est alors détachée de la chemise ou de la casserole, si bien que lorsque vous rincez, le savon et la graisse sont éliminés par l'eau.