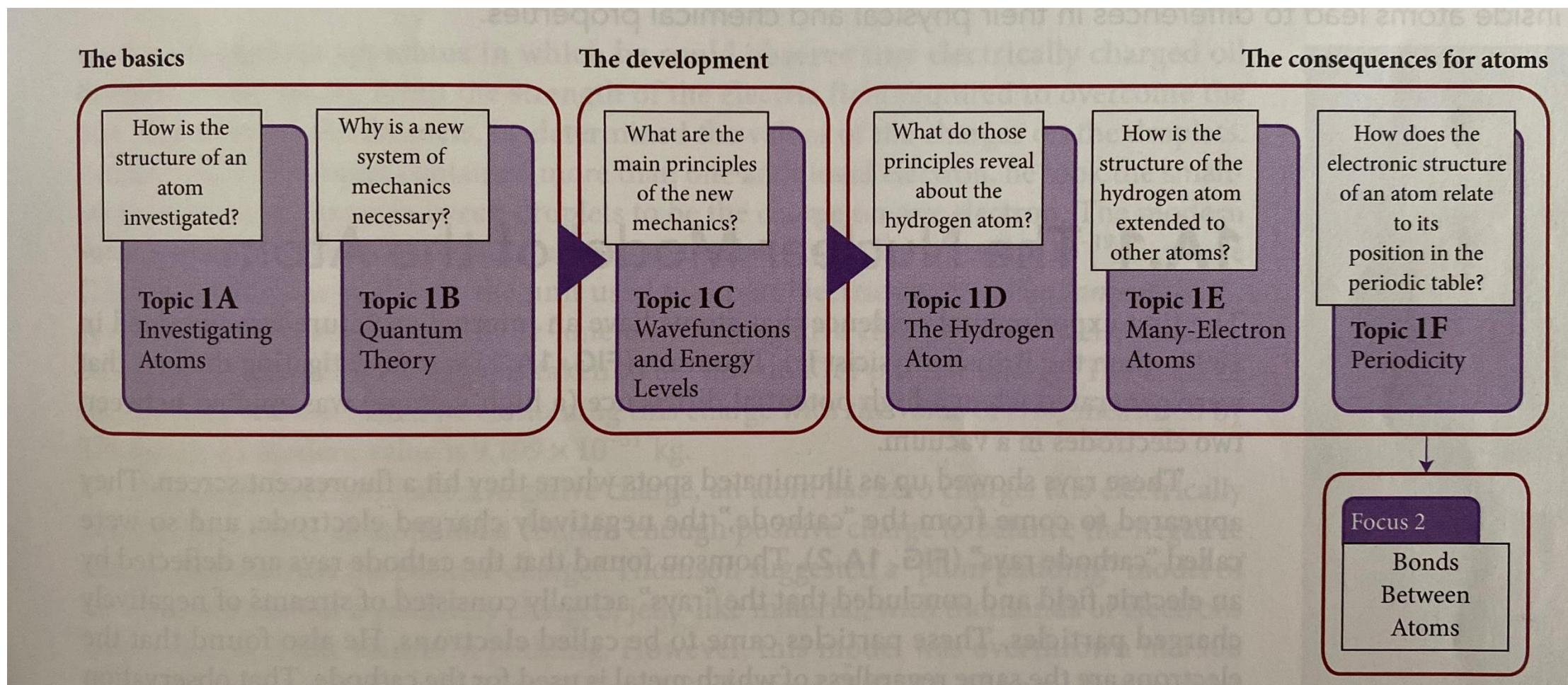




**CH-110 Chimie  
Générale Avancée I**

Dr. Milena Schuhmacher

# Survол Chapitre 1 (Focus 1: Atomes)



# Periodicité

Topic 1F

Topic 1F.1 Rayon atomique

Topic 1F.2 Rayon ionique

Topic 1F.3 Energie d'ionisation

Topic 1F.4 Affinité électronique

Topic 1F.5 Electronégativité

Topic 1F.6 Les propriétés générales de éléments

POURQUOI DEVEZ VOUS CONNAITRE  
CELA?

- Le tableau périodique résume les tendances des propriétés des éléments. La possibilité de **prédire les propriétés d'un élément à partir de sa position** dans le tableau périodique est une compétence essentielle d'un chimiste.

CE QUE VOUS DEVEZ DEJA SAVOIR ?

- La structure du **tableau périodique**, le **principe de construction** (Topic 1E)
- **L'état d'oxydation** (Fondaments K)
- Définition de **l'énergie d'ionisation** (Topic 1D)

# Rayon atomique

Topic 1F.1

## 1F.1 Rayon atomique

### La charge nucléaire effective, $Z_{eff}$ et blindage

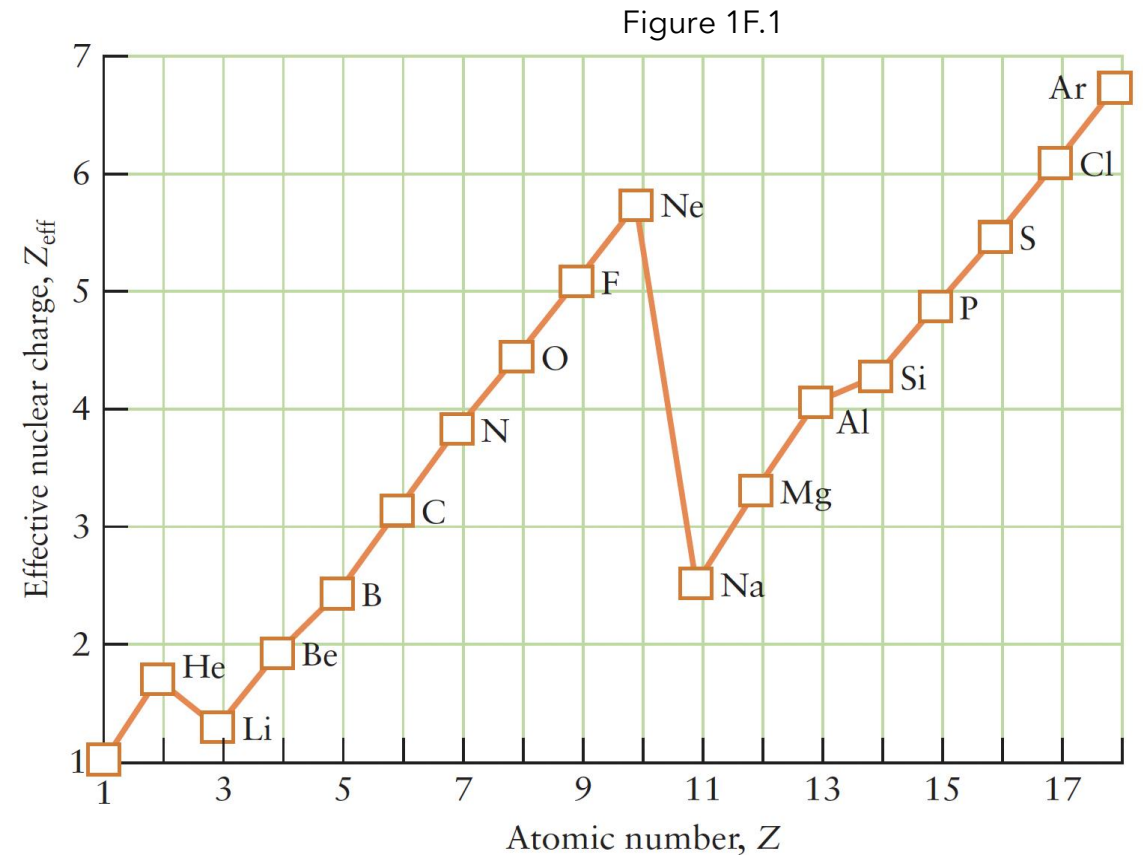
La **charge nucléaire effective** est la charge positive nette qu'un électron de valence ressent après prise en compte de l'effet de protection des électrons internes.



# 1F.1 Rayon atomique

## La charge nucléaire effective, $Z_{eff}$

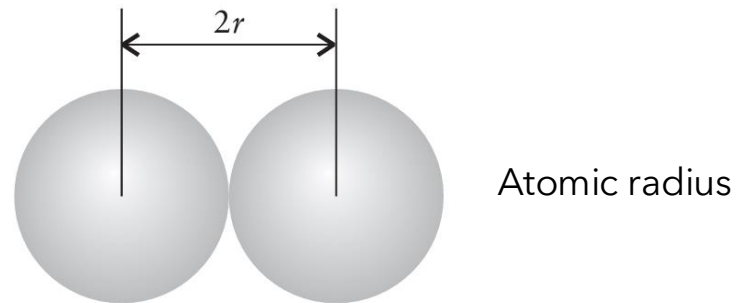
- La **charge nucléaire effective** est la charge positive nette qu'un électron de valence ressent après avoir pris en compte l'effet de blindage des électrons de cœur.
- La **charge nucléaire effective**,  $Z_{eff}e$ , est toujours plus petite que  $Ze$ .



# 1F.1 Rayon atomique

## Les différents types de rayon

- Les nuages électroniques n'ont pas de frontières précises → le rayon exact d'un atome est inconnu
- Rayon atomique : moitié de la distance entre les centres des atomes voisins.
- Pour les **métaux**: le rayon atomique est considéré comme la moitié de la distance entre les centres des atomes voisins d'un échantillon solide
- Exemple: distance Cu-Cu = 256 pm → rayon atomique = 128 pm



# 1F.1 Rayon atomique

## Les différents types de rayon

- Pour les **non-métaux/métalloïdes**: rayon covalent = moitié de la distance entre les noyaux des atomes reliés par une liaison chimique (sujet 2D)

Exemple: liaison  $\text{Cl}_2 = 198 \text{ pm} \rightarrow \text{rayon}(\text{Cl}) = 99 \text{ pm}$

- Pour un **gaz noble**: rayon de van der Waals = moitié de la distance entre les centres d'atomes voisins dans un échantillon solidifié du gaz.

*Plus grand que le rayon covalent ; non inclus dans la discussion des tendances périodiques*

# 1F.1 Rayon atomique

## Rayons atomiques des éléments des groupes principaux

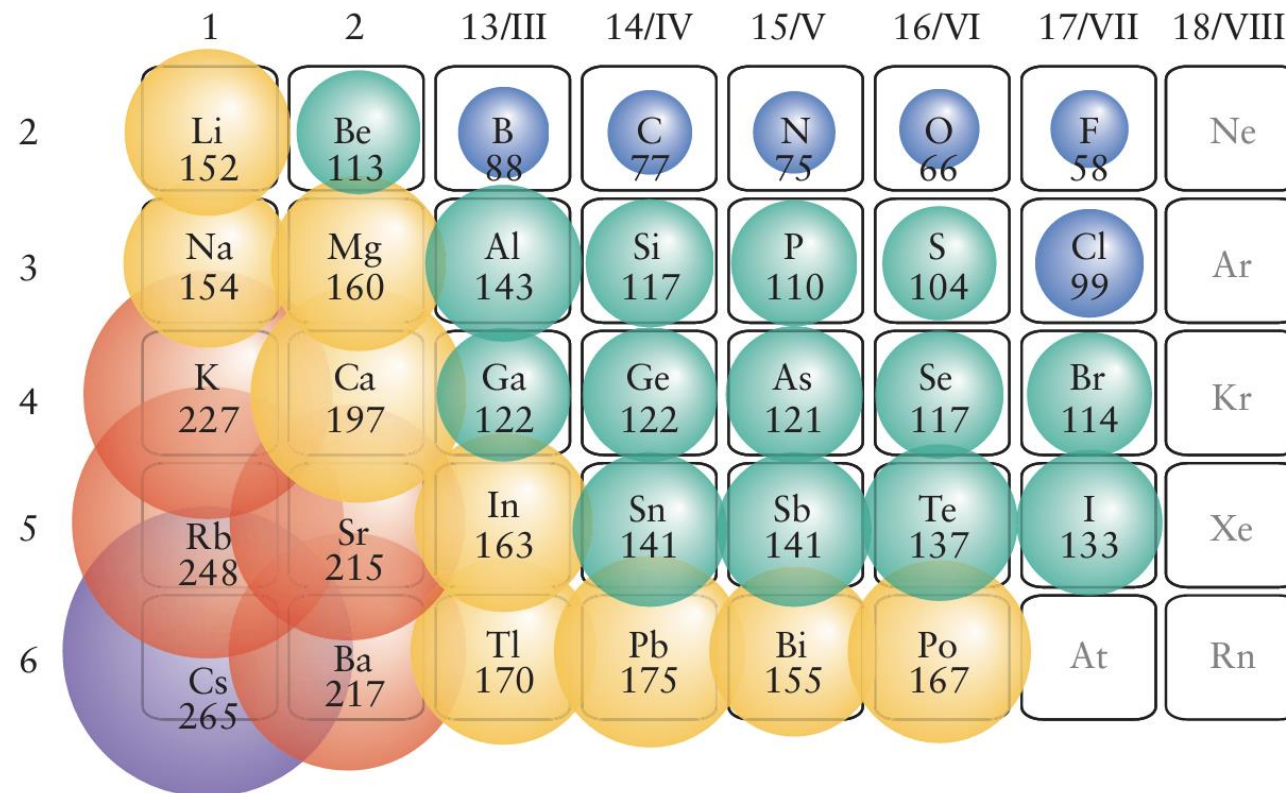


Figure 1F.2

**TENDANCE:** Le rayon atomique diminue généralement de gauche à droite dans une période et augmente de haut en bas d'un groupe.

## 1F.1 Rayon atomique

### Résumé: Rayon atomique des éléments des groupes principaux

**TENDANCE:** Le rayon atomique diminue généralement de gauche à droite dans une période et augmente de haut en bas d'un groupe.

↓ **Groupe (Li → Cs):** rayon ↑

- Électrons ajoutés aux couches supérieures ( $n$  plus grand) à plus loin du noyau.

→ **Période (Li → Ne):** rayon ↓

- Électrons ajoutés à la même couche.
- Faible blindage à charge nucléaire effective. ↑
- Une attraction plus forte rapproche les électrons → atome plus compact

# Rayon ionique

Topic 1F.2

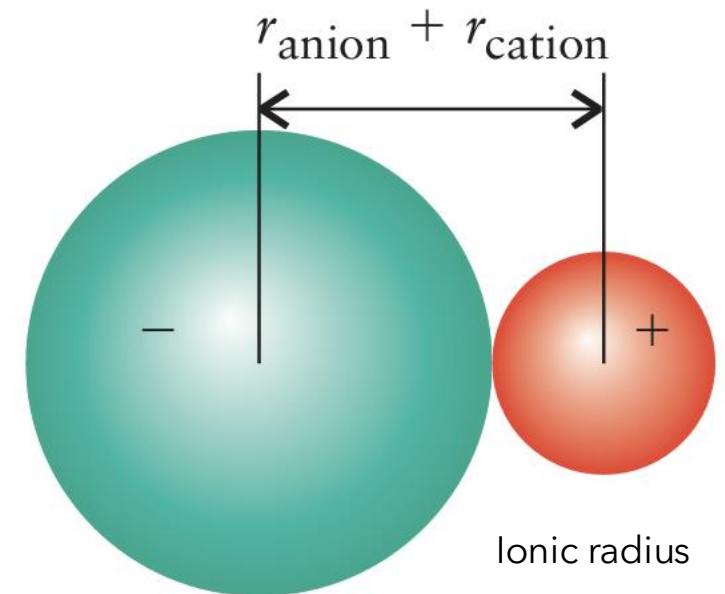
## 1F.2 Rayon ionique

### Un autre type de rayon: le rayon ionique

- Les rayons des ions **sont très différent** comparés aux rayons de leurs atomes parents.

#### Comment est-il mesuré :

- Chaque ion dans un solide ionique est entouré par des ions de charges opposées.
- Le rayon ionique d'un élément correspond à sa part de la distance entre les ions voisins dans un solide ionique.
- En pratique, le rayon d'un ion oxyde est de 140 pm, et le rayon des autres atomes est calculé sur la base de cette valeur.
- Par exemple, la distance entre les centres des ions  $\text{Mg}^{2+}$  and  $\text{O}^{2-}$  dans l'oxyde de magnésium est 212 pm, the rayon de l'ion  $\text{Mg}^{2+}$  est donné par  $212 - 140 \text{ pm} = 72 \text{ pm}$ .



## 1F.2 Rayon ionique

### Le rayon ioniques des ions des éléments des groupes principaux

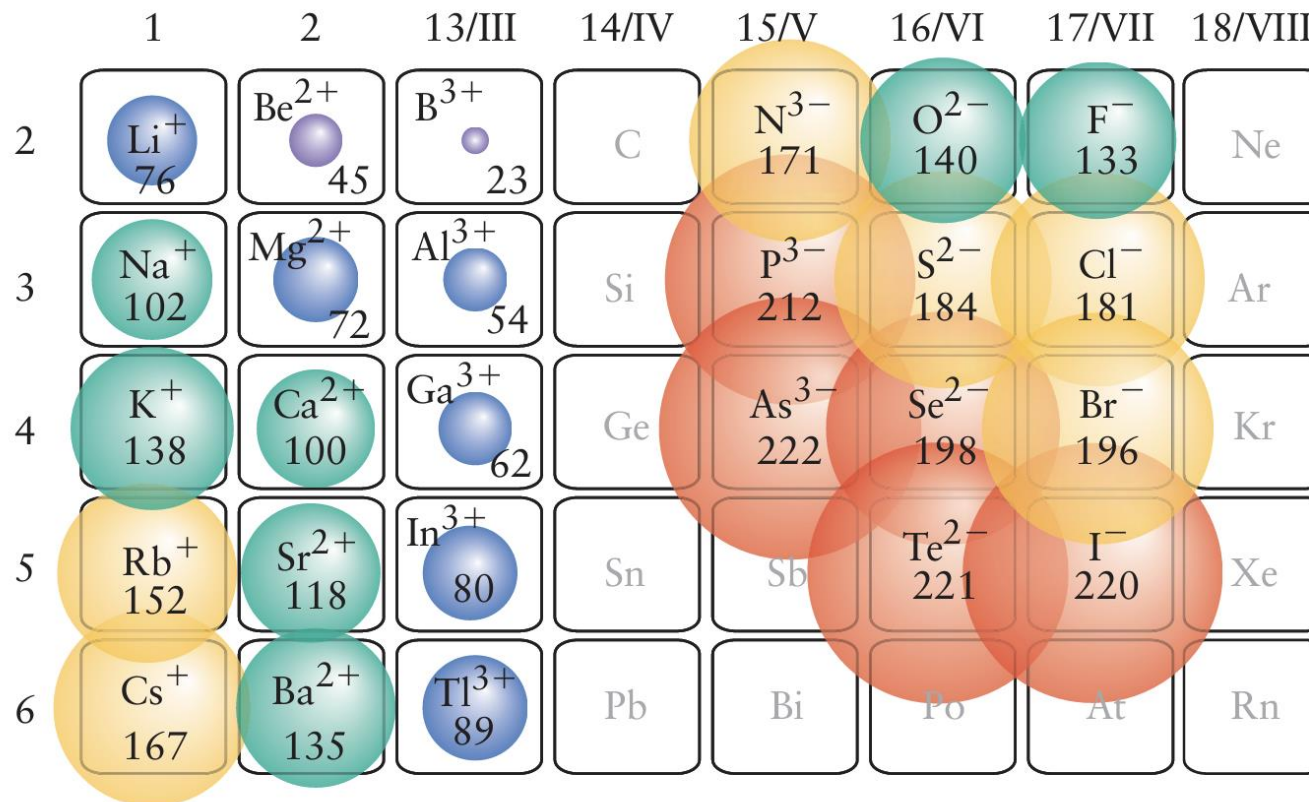


Figure 1F.4

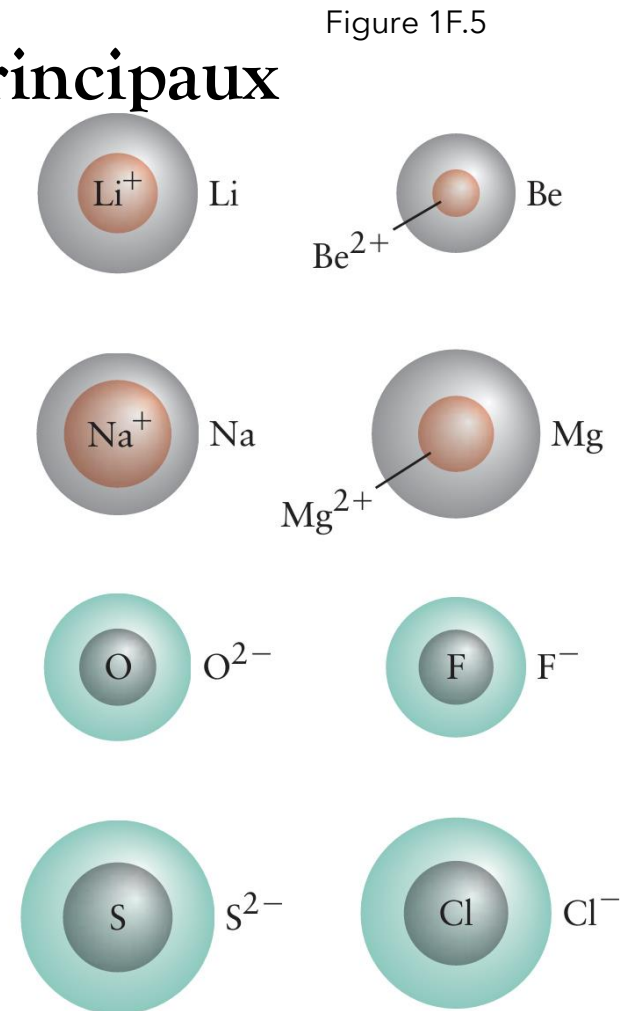
**TENDANCE:** Les cations sont plus petits que leurs atomes parents, tandis que les anions sont plus grands.

## 1F.2 Rayon ionique

### Rayon ionique des ions des éléments des groupes principaux

- **Les anions sont plus grands que leurs atomes parents:**  
Augmentation du nombre d'électrons dans la couche de valence, et répulsion des électrons entre eux.
- **Isoélectronique:** atomes et ions avec the même nombre d'électrons.
- $\text{Na}^+$ ,  $\text{F}^-$ , et  $\text{Mg}^{2+}$  sont isoélectronique avec leurs configurations électroniques  $[\text{He}]2s^22p^6$ . Les rayons sont différents!

**TENDANCE:** Les cations sont plus petits que leurs atomes parents, tandis que les anions sont plus grands.



## 1F.2 Rayon ionique

### Exemple 1F.1 Prédire la taille relative de ions

- Classer chacune des paires d'ions suivantes par ordre croissant de rayon ionique

(a)  $\text{Mg}^{2+}$  et  $\text{Ca}^{2+}$

(b)  $\text{O}^{2-}$  et  $\text{F}^-$

## 1F.2 Rayon ionique

### Exemple 1F.1 Prédire la taille relative de ions

#### EXAMPLE 1.11 Deciding the relative sizes of ions

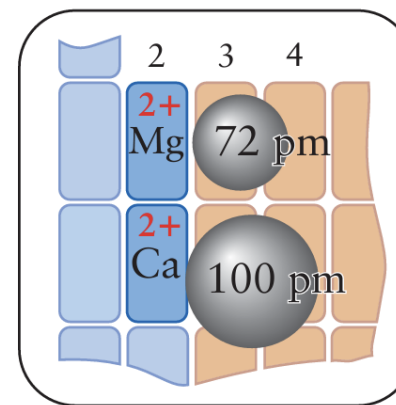
Arrange each of the following pairs of ions in order of increasing ionic radius: (a)  $\text{Mg}^{2+}$  and  $\text{Ca}^{2+}$ ; (b)  $\text{O}^{2-}$  and  $\text{F}^{-}$ .

**PLAN** The smaller member of a pair of isoelectronic ions in the same period will be an ion of an element that lies farther to the right in a period, because that ion has the greater effective nuclear charge. If the two ions are in the same group, the smaller ion will be the one that lies higher in the group, because its outermost electrons are closer to the nucleus.

#### SOLVE

(a) Mg lies above Ca in Group 2.

$\text{Mg}^{2+}$  has the smaller ionic radius.

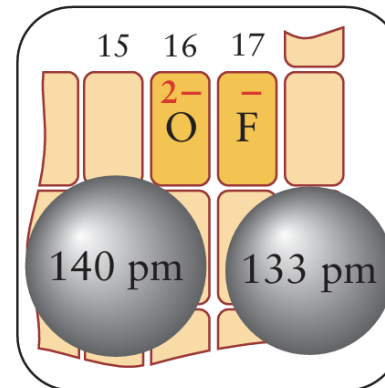


## 1F.2 Rayon ionique

### Exemple 1F.1 Prédire la taille relative des ions

(b)  $F^-$  lies to the right of O in Period 2.

$F^-$  has the smaller ionic radius.



**Evaluate** Appendix 2C shows that the actual values are (a) 72 pm for  $Mg^{2+}$  and 100 pm for  $Ca^{2+}$ ; (b) 133 pm for  $F^-$  and 140 pm for  $O^{2-}$ .

**Self-Test 1.13A** Arrange each of the following pairs of ions in order of increasing ionic radius: (a)  $Mg^{2+}$  and  $Al^{3+}$ ; (b)  $O^{2-}$  and  $S^{2-}$ .

[*Answer:* (a)  $r(Al^{3+}) < r(Mg^{2+})$ ; (b)  $r(O^{2-}) < r(S^{2-})$ ]

**Self-Test 1.13B** Arrange each of the following pairs of ions in order of increasing ionic radius: (a)  $Ca^{2+}$  and  $K^+$ ; (b)  $S^{2-}$  and  $Cl^-$ .

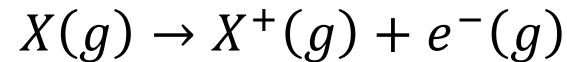
## 1F.2 Rayon ionique

### Résumé

**TENDANCE:** Les rayons ioniques augmentent généralement vers le bas d'un groupe et diminuent de gauche à droite d'une période à l'autre. Les cations sont plus petits que leurs atomes parents et les anions sont plus grands.

## 1F.3 Énergie d'ionisation

- La formation d'un **composé ionique** dépend de **la perte d'un ou plusieurs électrons d'un atome** (Na à Na<sup>+</sup>) et du transfert de ces électrons vers un autre atome (Cl à Cl<sup>-</sup>).
- **L'énergie d'ionisation**,  $I$ , est l'énergie minimale nécessaire pour retirer un électron d'un atome en phase gazeuse :

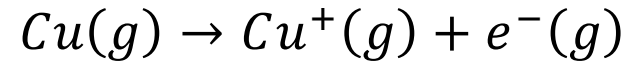


$$I = E(X^+) - E(X)$$

- Où  $E(X)$  est l'énergie de l'espèce X.
- Et  $E(X^+) - E(X)$  est la différence d'énergie entre l'atome ionisé et l'atome neutre.
- Exprimée en quantités molaires en kilojoules par mole (kJ/mol) ou en électronvolts (eV).

## 1F.3 Énergie d'ionisation

- **Première énergie d'ionization  $I_1$** : énergie minimale nécessaire pour retirer un électron d'un atome neutre en phase gazeuse



$$\text{énergie requise} = I_1 \left( 746 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}, 7.73 \text{ eV} \right)$$

- L'énergie d'ionisation est une mesure de la difficulté à retirer un électron :
  - On peut s'attendre à ce que les éléments **à faible énergie d'ionisation** forment facilement des cations et conduisent l'électricité (nécessite le mouvement des électrons libres)
  - Les éléments à **haute énergie d'ionisation** sont peu susceptibles de former des cations et de conduire l'électricité

# 1F.3 Énergie d'ionisation

Figure 1F.7

	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII
				H 1310				He 2370
2	Li 519	Be 900	B 799	C 1090	N 1400	O 1310	F 1680	Ne 2080
3	Na 494	Mg 736	Al 577	Si 786	P 1011	S 1000	Cl 1255	Ar 1520
4	K 418	Ca 590	Ga 577	Ge 784	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1350
5	Rb 402	Sr 548	In 556	Sn 707	Sb 834	Te 870	I 1008	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 502	Tl 590	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 1037	Rn 1036

- **Groupe décroissant** : les électrons les plus externes sont de plus en plus éloignés du noyau et subissent une charge nucléaire moindre.

**TENDANCES** : Les énergies de première ionisation diminuent généralement au fur et à mesure que l'on descend dans un groupe.

Les énergies de première ionisation augmentent généralement au cours d'une période.

# 1F.3 Énergie d'ionisation

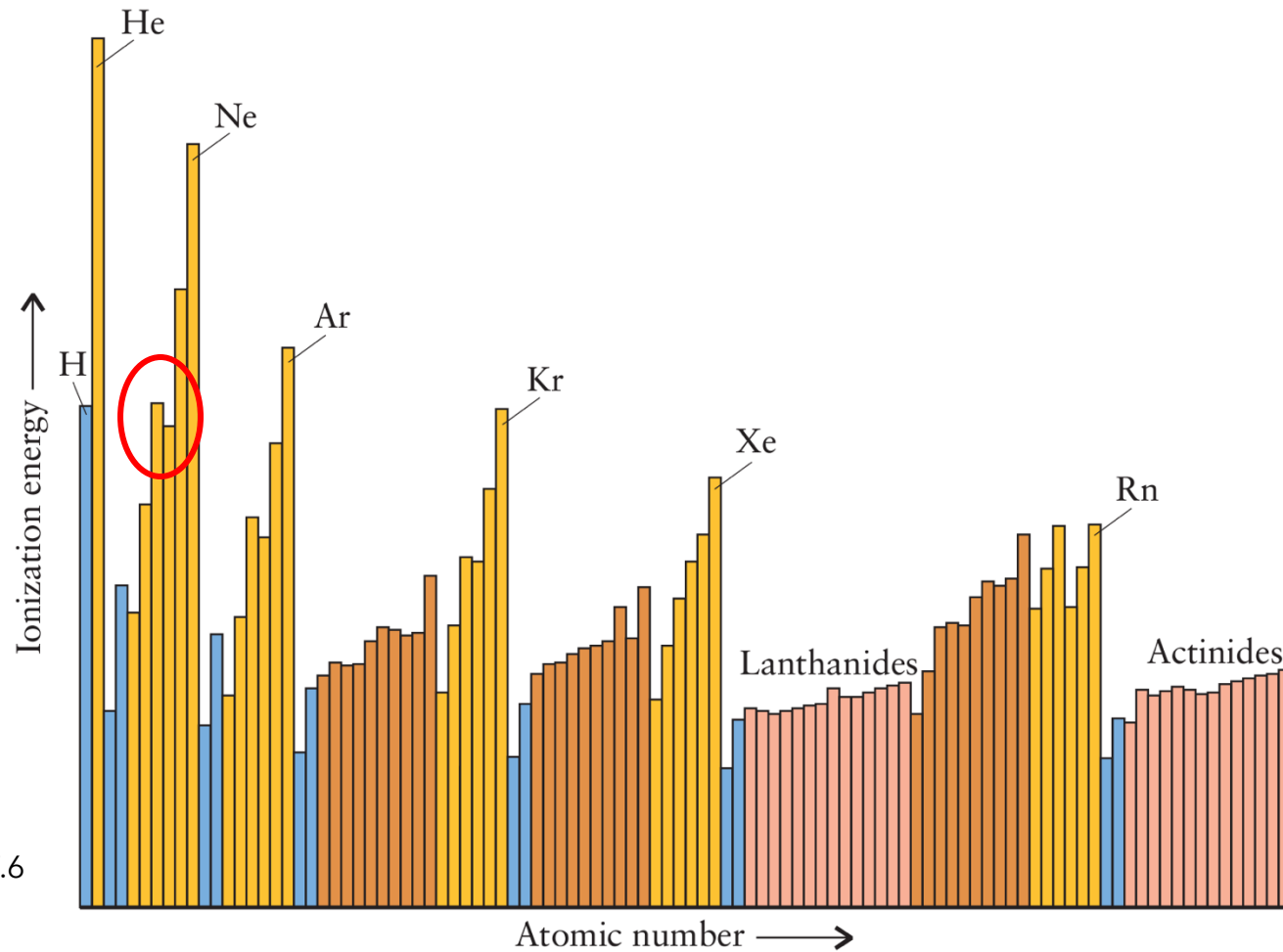


Figure 1F.6

**TENDANCES :** Les énergies de première ionisation diminuent généralement au fur et à mesure que l'on descend dans un groupe.

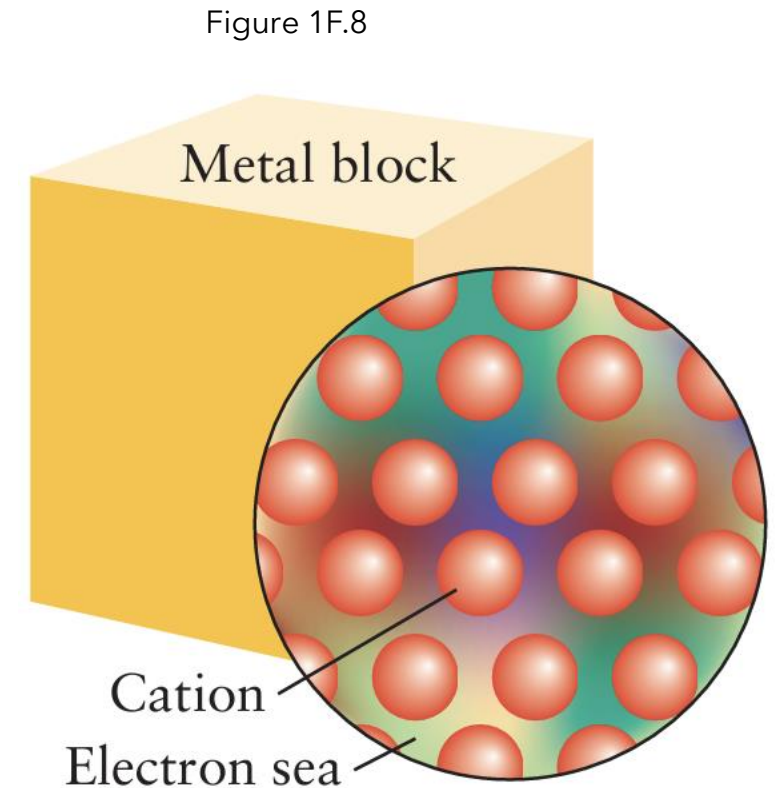
Les énergies de première ionisation augmentent généralement au cours d'une période.

- Les premières énergies d'ionisation **augmentent au cours de la période** : augmentation de la charge nucléaire effective au cours de la période.
- **Énergie d'ionisation de l'oxygène < azote** : l'azote a un électron par orbitale p, l'oxygène associe le 8e électron à d'autres électrons p, l'énergie augmente

# 1F.3 Énergie d'ionisation

## Caractère métallique

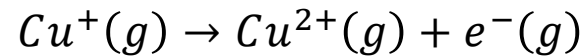
- **Faibles énergies d'ionisation**
- En bas à gauche du tableau périodique
- Un bloc de métal : **ensemble de cations de l'élément entouré d'une mer d'électrons de valence que les atomes ont perdus**
- Les blocs s, d et f, en bas à gauche du bloc p peuvent former des solides métalliques car ils peuvent perdre facilement des électrons.
- Les éléments à haute énergie d'ionisation se trouvent en haut à droite du tableau périodique



# 1F.3 Énergie d'ionisation

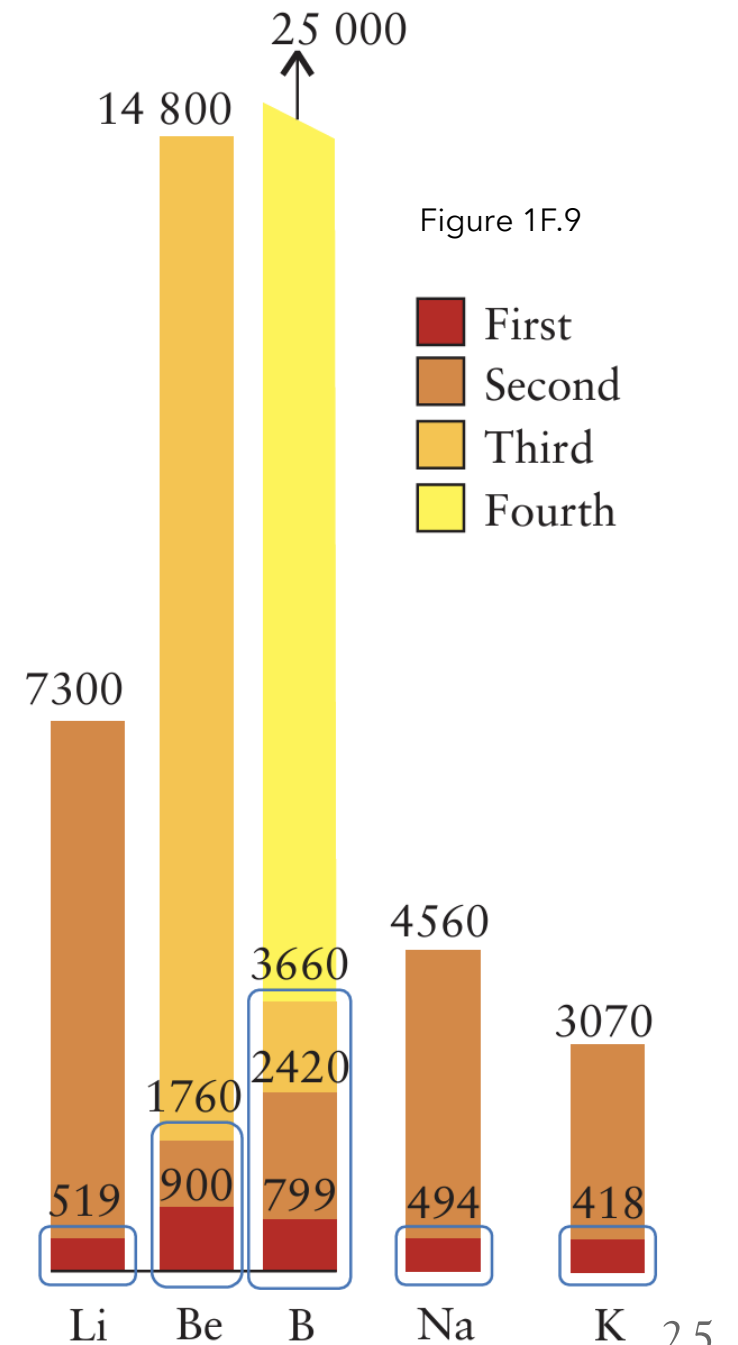
## La deuxième énergie d'ionisation, $I_2$

- L'énergie minimale nécessaire pour retirer un électron d'un cation en phase gazeuse à charge unique.



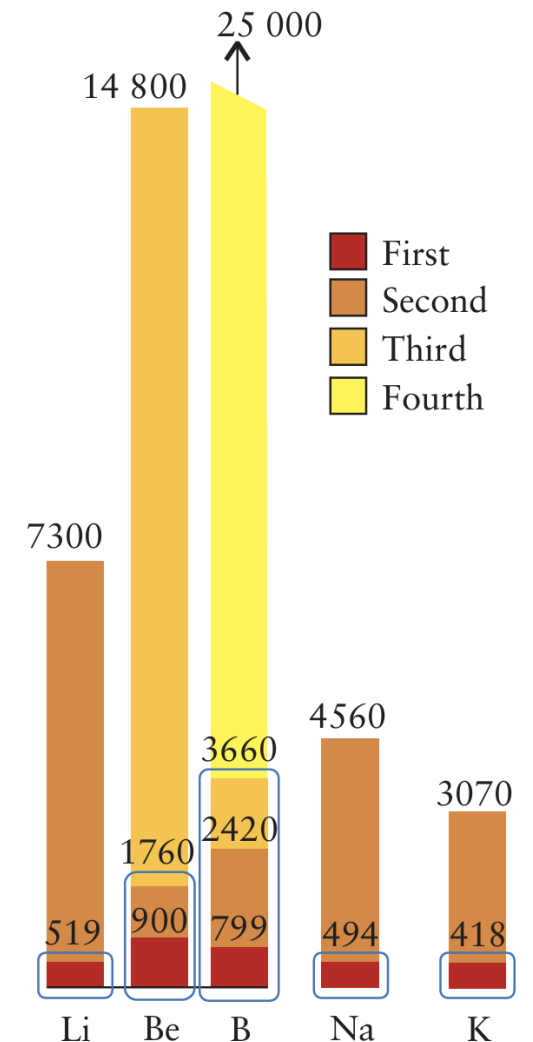
$$\text{énergie requise} = I_2 \left( 1958 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}, 20.29 \text{ eV} \right)$$

- La deuxième énergie d'ionisation est **toujours supérieure à la première** → il faut plus d'énergie pour retirer un électron d'un atome chargé positivement que d'un atome neutre.
- Groupe 1:  $I_2 \gg I_1$
- Groupe 2:  $I_2 > I_1$



# Pourquoi y a-t-il une forte diminution de l'énergie de troisième ionisation entre le béryllium et le bore ?

**Réponse :** Il y a une forte diminution de l'énergie de troisième ionisation entre le béryllium et le bore car, après avoir retiré deux électrons du béryllium, la troisième ionisation implique le retrait d'un électron d'un noyau de gaz noble stable et entièrement rempli, ce qui nécessite beaucoup plus d'énergie, tandis que le troisième électron du bore provient d'une orbitale p de plus haute énergie, ce qui le rend plus facile à retirer.



# 1F.3 Énergie d'ionisation

## Résumé

### TENDANCES :

**L'énergie de première ionisation** est la plus élevée pour les éléments proches de l'hélium et la plus faible pour les éléments proches du césium.

**Les énergies de seconde ionisation** sont plus élevées que les énergies de première ionisation (du même élément) et beaucoup plus élevées si l'électron doit être retiré d'une couche fermée.

**Les métaux se trouvent en bas à gauche du tableau périodique** car ces éléments ont de faibles énergies d'ionisation et peuvent facilement perdre leurs électrons.

# Affinité électronique

Topic 1F.4

## 1F.4 Affinité électronique

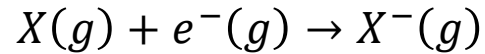
### Énergie d'ionisation vs. Affinité électronique

- L'énergie d'ionisation indique la difficulté **d'extraire** un électron d'un atome.
- Comment l'énergie change-t-elle lorsqu'un électron se **fixe** à un atome pour former un ion négatif (Cl to Cl<sup>-</sup>)?
- **L'affinité électronique,  $E_{ea}$ , d'un élément est l'énergie libérée lorsqu'un électron est ajouté à un atome en phase gazeuse.**
- **Pos.  $E_{ea}$ :** énergie libérée lorsqu'un électron se fixe à l'atome
- **Neg.  $E_{ea}$ :** il faut fournir de l'énergie pour pousser un électron sur un atome

## 1F.4 Affinité électronique

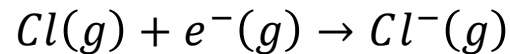
### Énergie d'ionisation vs. Affinité électronique

L'affinité électronique d'un élément  $X$  est définie comme



$$E_{ea}(X) = E(X) - E(X^{-})$$

Où  $E(X)$  est l'énergie d'un atome  $X$  en phase gazeuse et  $E(X^{-})$  est l'énergie de l'anion en phase gazeuse. Par exemple, l'affinité électronique du chlore est l'énergie libérée dans le processus



$$\text{énergie libérée} = E_{ea} \left( 349 \frac{kJ}{mol}, 3.63 \text{ eV} \right)$$

Étant donné que l'électron a une énergie plus faible lorsqu'il occupe l'une des orbitales de l'atome, la différence  $E(Cl) - E(Cl^{-})$  est positive et l'affinité électronique du chlore est positive.

# 1F.4 Affinité électronique

Variation de l'affinité électronique en kJ/mol des éléments du groupe principal

			H +73				18/VIII He <0	
	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	
2	Li +60	Be ≤0	B +27	C +122	N -7	O +141 -844	F +328	Ne <0
3	Na +53	Mg ≤0	Al +43	Si +134	P +72	S +200, -532	Cl +349	Ar <0
4	K +48	Ca +2	Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325	Kr <0
5	Rb +47	Sr +5	In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295	Xe <0
6	Cs +46	Ba +14	Tl +19	Pb +35	Bi +91	Po +174	At +270	Rn <0

**TENDANCES** : Les affinités électroniques sont les plus élevées vers la droite du tableau périodique.

**Pos.  $E_{ea}$** : énergie libérée lorsqu'un électron se fixe à l'atome

**Neg.  $E_{ea}$** : il faut fournir de l'énergie pour pousser un électron sur un atome

Figure 1F.10

## 1F.4 Affinité électronique

### TENDANCES

- **TENDANCES** : Les affinités électroniques sont les plus élevées dans les groupes 16 et 17.
- C'est particulièrement vrai dans le coin supérieur droit du tableau périodique : **oxygène, soufre, halogènes**
- **Les gaz nobles ont des affinités électroniques négatives** car tout électron qui leur est ajouté doit occuper une orbitale à l'extérieur d'une couche fermée et loin du noyau : ce processus nécessite de l'énergie, l'affinité électronique est négative
- **L'halogénure (groupe 17) plus l'électron forme une couche fermée** (configuration de gaz noble). La deuxième affinité électronique pour les halogénures est fortement négative.
- Groupe 16 (O ou S) : deux lacunes dans ses orbitales p de couche de valence, peuvent accueillir deux électrons supplémentaires. Première affinité électronique positive.

# Électronégativité

Topic 1F.5

## 1F.5 Électronégativité

### Une combinaison d'énergie d'ionisation et d'affinité électronique

- Introduite par le chimiste américain Robert Mulliken en 1934 :
- L'électronégativité,  $X$  (lettre grecque chi)
- **“Le pouvoir d'un atome d'attirer des électrons vers lui-même lorsqu'il fait partie d'un composé.”** (voir Topic 2D)

#### **Définition :**

$$X = \frac{1}{2}(I + E_a)/eV$$

Avec l'énergie d'ionisation et l'affinité électronique exprimées en électronvolts (donc l'électronégativité est **sans unité**).

# 1F.5 Électronégativité

## Variation des électronégativités des éléments du groupe principal

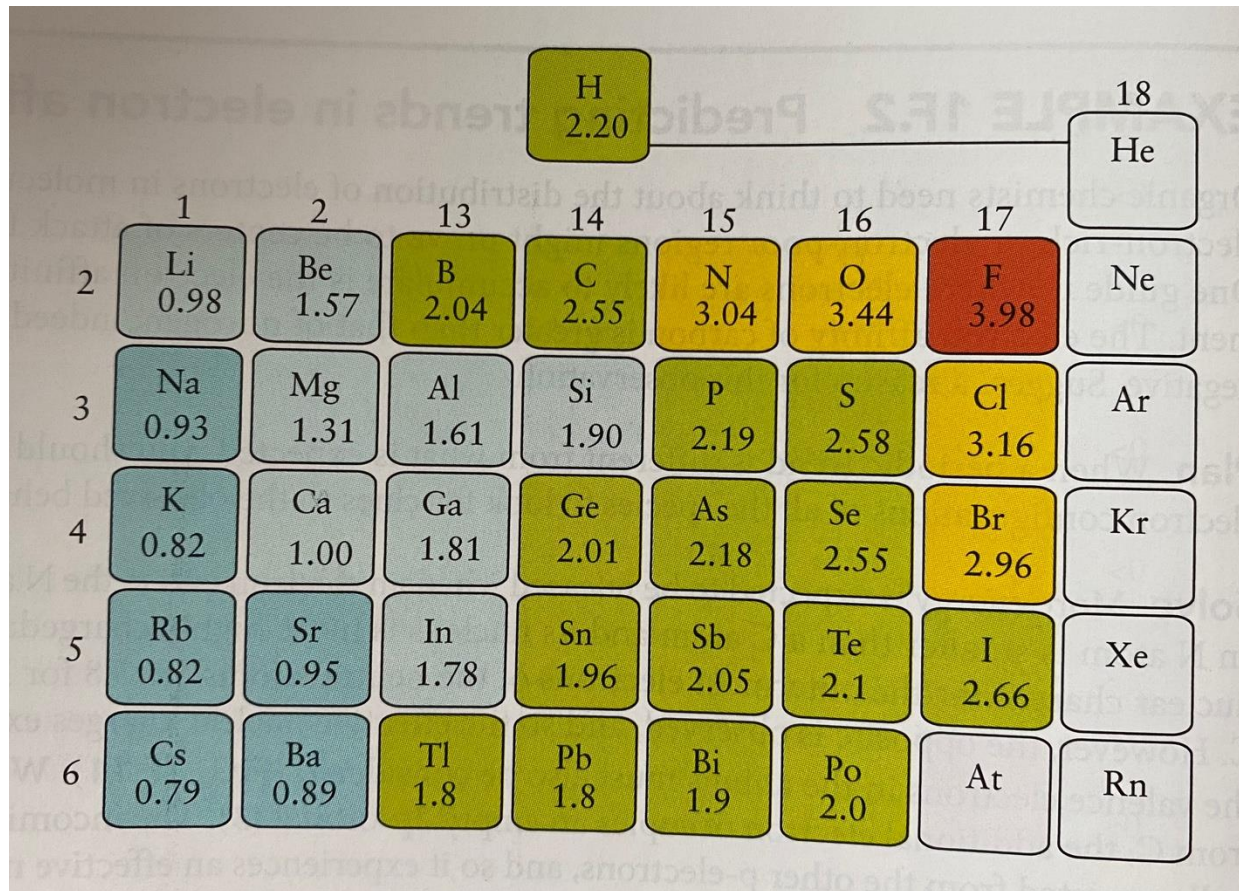


Figure 1F.12

- Éléments à **haute énergie d'ionisation et à haute affinité électronique** : hautement électronégatifs
- Éléments à **faible énergie d'ionisation et à faible affinité électronique** : faible électronégativité.
- Attention : électropositif est utilisé pour un concept différent et n'est PAS l'opposé d'électronégatif.

# 1F.5 Électronégativité

## Résumé

**TENDANCES** : L'électronégativité d'un élément, c'est-à-dire la capacité d'un atome à attirer des électrons vers lui lorsqu'il fait partie d'un composé, est la plus élevée en haut à droite du tableau périodique.

$F > O > Cl > N > Br > I > S > C/Se > H > \dots$

# Les propriétés générales des éléments

Topic 1F.6

## 1F.6 Les propriétés générales des éléments

TABLE 1F.1 Characteristics of Metallic and Nonmetallic Elements

Metallic	Nonmetallic
<b>Physical properties</b> good conductors of electricity malleable ductile lustrous typically: solid; high melting point; good conductors of heat	poor conductors of electricity not malleable not ductile not lustrous typically: solid, liquid, or gas; low melting point; poor conductors of heat
<b>Chemical properties</b> react with acids form basic oxides form cations form ionic halides	do not react with acids form acidic oxides form anions form covalent halides

# 1F.6 Les propriétés générales des éléments

## Métaux alcalins (Groupe 1)

- Éléments du **bloc S**
- Faible énergie d'ionisation : électrons de valence facilement perdus
- Métaux mous, argentés et réactifs
- Points de fusion bas
- Produisent de l'hydrogène lorsqu'ils entrent en contact avec l'eau.
- Le sodium est conservé sous huile minérale pour le protéger de l'air (**Fig. 1F.13**)
- Une surface fraîchement coupée se couvre rapidement d'oxyde.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The image shows a standard periodic table of elements. The elements in Group 1 (Lithium, Sodium, Potassium, Rubidium, Cesium, Francium) are highlighted with a red border. The table includes atomic numbers, symbols, and names for all elements up to 118. The lanthanide and actinide series are shown at the bottom.



Figure 1F.13

# 1F.6 Les propriétés générales des éléments

## Groupe 14 éléments

- Éléments à gauche du **bloc p**
- Au fur et à mesure que l'on descend dans le groupe, ils ont des énergies d'ionisation suffisamment faibles pour avoir un caractère métallique.
- De gauche à droite (**Fig. 1F.14**) : carbone (sous forme de graphite), silicium-germanium, étain et plomb

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Group	1	2	Period 1										13	14	15	16	17	18					
	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII					
	IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA					
1	1 H Hydrogen 1.0079 1s <sup>1</sup>															2 He Helium 4.00 1s <sup>2</sup>							
2	3 Li Lithium 6.94 2s <sup>1</sup>	4 Be Beryllium 9.01 2s <sup>2</sup>										5 B Boron 10.81 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	6 C Carbon 12.01 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	7 N Nitrogen 14.01 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	8 O Oxygen 16.00 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	9 F Fluorine 18.99 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	10 Ne Neon 20.18 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>						
3	11 Na Sodium 22.99 3s <sup>1</sup>	12 Mg Magnesium 24.31 3s <sup>2</sup>										13 Al Aluminum 26.98 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	14 Si Silicon 28.09 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	15 P Phosphorus 30.97 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	16 S Sulfur 32.06 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	17 Cl Chlorine 35.45 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	18 Ar Argon 39.95 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>						
4	19 K Potassium 39.10 4s <sup>1</sup>	20 Ca Calcium 40.08 4s <sup>2</sup>	21 Sc Scandium 44.96 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	22 Ti Titanium 47.87 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	23 V Vanadium 50.94 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	24 Cr Chromium 52.00 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	25 Mn Manganese 54.94 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	26 Fe Iron 55.84 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	27 Co Cobalt 58.93 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	28 Ni Nickel 58.69 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	29 Cu Copper 63.55 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	30 Zn Zinc 65.41 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	31 Ga Gallium 69.72 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	32 Ge Germanium 72.64 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	33 As Arsenic 74.92 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	34 Se Selenium 78.96 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	35 Br Bromine 79.90 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	36 Kr Krypton 83.80 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>					
5	37 Rb Rubidium 85.47 5s <sup>1</sup>	38 Sr Strontium 87.62 5s <sup>2</sup>	39 Y Yttrium 88.91 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	40 Zr Zirconium 91.22 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	41 Nb Niobium 92.91 4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup>	42 Mo Molybdenum 95.94 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	43 Tc Technetium (98) 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	44 Ru Ruthenium 101.07 4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	45 Rh Rhodium 102.90 4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	46 Pd Palladium 106.42 4d <sup>10</sup>	47 Ag Silver 107.87 4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>	48 Cd Cadmium 112.41 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	49 In Indium 114.82 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	50 Sn Tin 118.71 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	51 Sb Antimony 121.76 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	52 Te Tellurium 127.60 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	53 I Iodine 126.90 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	54 Xe Xenon 131.29 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>					
6	55 Cs Cesium 132.91 6s <sup>1</sup>	56 Ba Barium 137.33 6s <sup>2</sup>	57 La Lanthanum 138.91 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	72 Hf Hafnium 178.49 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>	73 Ta Tantalum 180.95 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	74 W Tungsten 183.84 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	75 Re Rhenium 186.21 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	76 Os Osmium 190.23 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	77 Ir Iridium 192.22 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	78 Pt Platinum 195.08 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>	79 Au Gold 196.97 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>	80 Hg Mercury 200.59 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	81 Tl Thallium 204.38 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	82 Pb Lead 207.2 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	83 Bi Bismuth 208.98 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	84 Po Polonium (209) 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>	85 At Astatine (210) 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>	86 Rn Radon (222) 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>					
7	87 Fr Francium (223) 7s <sup>1</sup>	88 Ra Radium (226) 7s <sup>2</sup>	89 Ac Actinium (227) 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	104 Rf Rutherfordium (261) 5f <sup>14</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	105 Db Dubnium (262) 5f <sup>14</sup> 6d <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup>	106 Sg Seaborgium (266) 5f <sup>14</sup> 6d <sup>4</sup> 7s <sup>2</sup>	107 Bh Bohrium (264) 5f <sup>14</sup> 6d <sup>5</sup> 7s <sup>2</sup>	108 Hs Hassium (265) 5f <sup>14</sup> 6d <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>	109 Mt Meitnerium (268) 5f <sup>14</sup> 6d <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	110 Ds Darmstadtium (271) 5f <sup>14</sup> 6d <sup>8</sup> 7s <sup>2</sup>	111 Rg Roentgenium (272) 5f <sup>14</sup> 6d <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>	112*	113	114	115	116	117	118					
			Lanthanoids (lanthanides)										Actinoids (actinides)										
			58 Ce Cerium 140.12 4f <sup>1</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	59 Pr Praseodymium 140.91 4f <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	60 Nd Neodymium 144.24 4f <sup>3</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	61 Pm Promethium (145) 4f <sup>4</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	62 Sm Samarium 150.36 4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	63 Eu Europium 151.96 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	64 Gd Gadolinium 157.25 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	65 Tb Terbium 158.93 4f <sup>8</sup> 6s <sup>2</sup>	66 Dy Dysprosium 162.50 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	67 Ho Holmium 164.93 4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	68 Er Erbium 167.26 4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup>	69 Tm Thulium 168.93 4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>	70 Yb Ytterbium 173.04 4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup>	71 Lu Lutetium 174.97 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>							
			90 Th Thorium 232.04 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	91 Pa Protactinium 231.04 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	92 U Uranium 238.03 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	93 Np Neptunium (237) 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	94 Pu Plutonium (244) 5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>	95 Am Americium (243) 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	96 Cm Curium (247) 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	97 Bk Berkelium (247) 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	98 Cf Californium (251) 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	99 Es Einsteinium (252) 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	100 Fm Fermium (257) 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	101 Md Mendelevium (258) 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	102 No Nobelium (259) 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	103 Lr Lawrencium (262) 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>							

\*The names of the elements 112 and higher have not yet been determined; both 112 and 114 have been confirmed.



Figure 1F.14

# 1F.6 Les propriétés générales des éléments

## Groupe 16 à 18 éléments

- Éléments à droite du **bloc p**
- **Affinités électroniques élevées** : ils ont tendance à gagner des électrons pour compléter les couches.
- À l'exception des métalloïdes tellure et polonium, les membres des groupes 16 et 17 sont des **non-métaux**.
- Ils forment généralement des **composés** moléculaires entre eux.
- De gauche à droite (**Fig. 1F.15**) : oxygène, soufre, sélénium et tellure (groupe 16). Notez la tendance du non-métal au métalloïde en descendant dans le groupe.
- Groupe 18 : gaz nobles, couches complétées, non réactifs (gaz inertes).

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The image shows a standard periodic table with groups 16, 17, and 18 highlighted in red. Group 16 includes O, S, Se, Te, and Po. Group 17 includes F, Cl, Br, I, and At. Group 18 includes He, Ne, Ar, Kr, Xe, and Rn. The table also shows atomic numbers, symbols, and names for all elements.



Figure 1F.14

# 1F.6 Les propriétés générales des éléments

## éléments du bloc d

- Tous les éléments du **bloc d** sont des métaux : métaux d ou **métaux de transition**
- Leurs propriétés sont transitoires entre les éléments du bloc s et du bloc p (sauf le groupe 12)
- Lorsqu'un élément du bloc d perd des électrons pour former un cation, il perd d'abord ses électrons s.**
- De gauche à droite (**Fig. 1F.16**). Rangée supérieure : scandium, titane, vanadium, chrome et manganèse. Rangée inférieure : fer, cobalt, nickel, cuivre et zinc.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Group 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18  
 I II III IV V VI VII VIII  
 IA IIA IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA

Period 1 1 H 2 He  
 1.0079 4.0026  
 1s<sup>1</sup> 1s<sup>2</sup>

Period 2 3 Li 4 Be 5 B 6 C 7 N 8 O 9 F 10 Ne  
 6.94 9.01 10.81 12.01 14.01 16.00 18.99 20.18  
 2s<sup>1</sup> 2s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>

Period 3 11 Na 12 Mg 13 Al 14 Si 15 P 16 S 17 Cl 18 Ar  
 22.99 24.31 26.98 28.09 30.97 32.06 35.45 39.95  
 3s<sup>1</sup> 3s<sup>2</sup> 3s<sup>2</sup> 3s<sup>2</sup> 3s<sup>2</sup> 3s<sup>2</sup> 3s<sup>2</sup> 3s<sup>2</sup>

Period 4 19 K 20 Ca 21 Sc 22 Ti 23 V 24 Cr 25 Mn 26 Fe 27 Co 28 Ni 29 Cu 30 Zn 31 Ga 32 Ge 33 As 34 Se 35 Br 36 Kr  
 39.10 40.08 44.96 47.87 50.94 52.00 54.94 55.85 58.93 63.55 65.39 69.72 72.64 75.92 79.90 83.80  
 4s<sup>1</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>1</sup> 3d<sup>2</sup> 3d<sup>3</sup> 3d<sup>4</sup> 3d<sup>5</sup> 3d<sup>6</sup> 3d<sup>7</sup> 3d<sup>8</sup> 3d<sup>9</sup> 3d<sup>10</sup> 4s<sup>1</sup> 4s<sup>2</sup> 4s<sup>2</sup> 4s<sup>2</sup> 4s<sup>2</sup> 4s<sup>2</sup>

Period 5 37 Rb 38 Sr 39 Y 40 Zr 41 Nb 42 Mo 43 Tc 44 Ru 45 Rh 46 Pd 47 Ag 48 Cd 49 In 50 Sn 51 Sb 52 Te 53 I 54 Xe  
 85.47 87.62 88.91 91.22 92.91 95.94 98.91 101.07 102.90 106.42 107.87 112.41 114.82 118.71 121.76 127.60 132.91 131.29  
 5s<sup>1</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>1</sup> 4d<sup>2</sup> 4d<sup>3</sup> 4d<sup>4</sup> 4d<sup>5</sup> 4d<sup>6</sup> 4d<sup>7</sup> 4d<sup>8</sup> 4d<sup>9</sup> 4d<sup>10</sup> 5s<sup>1</sup> 5s<sup>2</sup> 5s<sup>2</sup> 5s<sup>2</sup> 5s<sup>2</sup> 5s<sup>2</sup>

Period 6 55 Cs 56 Ba 57 La 58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 Pm 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb 71 Lu  
 132.91 137.33 138.91 140.12 140.91 144.24 144.91 150.36 151.96 157.25 158.93 162.50 164.93 167.26 173.04 174.97  
 6s<sup>1</sup> 6s<sup>2</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup>

Period 7 87 Fr 88 Ra 89 Ac 104 Rf 105 Db 106 Sg 107 Bh 108 Hs 109 Mt 110 Ds 111 Rg 112  
 223 226 227 261 262 263 264 265 266 267 268 269 270 271 272 273 274 275  
 7s<sup>1</sup> 7s<sup>2</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup>

Lanthanoids (lanthanides) 6 59 Ce 60 Pr 61 Pm 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb 71 Lu  
 140.12 140.91 144.24 144.91 150.36 151.96 157.25 158.93 162.50 164.93 167.26 173.04 174.97  
 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup> 5d<sup>1</sup>

Actinoids (actinides) 7 89 Th 90 Pa 91 Pr 92 U 93 Np 94 Pu 95 Am 96 Cm 97 Bk 98 Cf 99 Es 100 Fm 101 Md 102 No 103 Lr  
 232.04 231.04 238.03 238.03 237 244 244 243 247 247 251 251 252 257 258 259 260 261 262 263  
 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup> 6d<sup>1</sup>

\*The names of the elements 112 and higher have not yet been determined; both 112 and 114 have been confirmed.

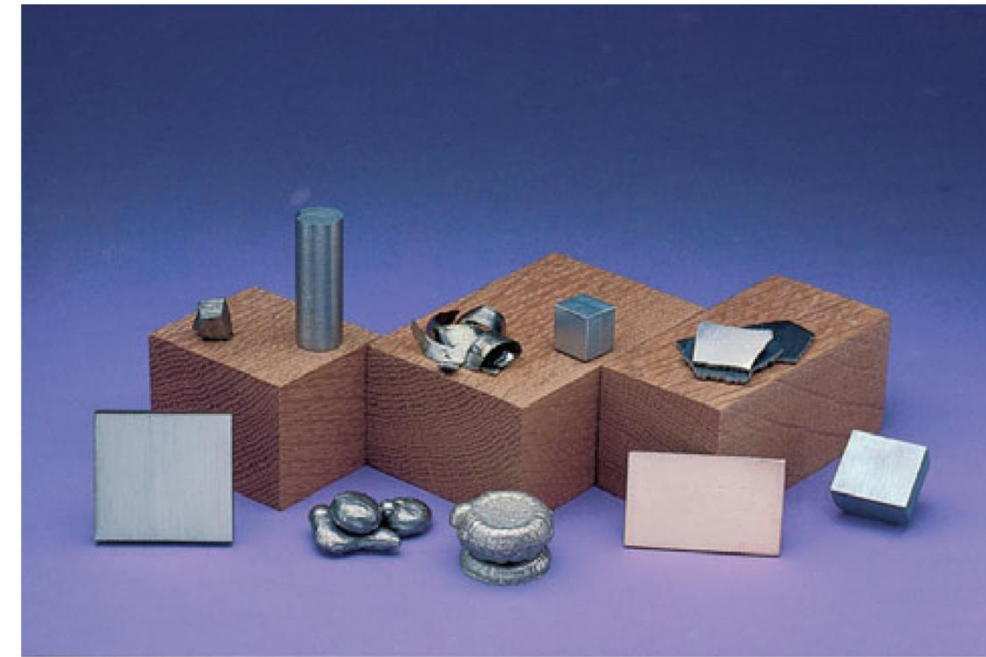


Figure 1F.16

## 1F.6 Les propriétés générales des éléments

### Les éléments du bloc d sont des (bio-)catalyseurs

- La disponibilité des orbitales d et la similarité des rayons atomiques des éléments du bloc d sont importantes dans de nombreux domaines :
- Elles peuvent accélérer les réactions en tant que **catalyseurs** dans l'industrie.

*Catalyseur : une substance qui accélère une réaction mais n'est pas elle-même consommée)*

- La capacité à former des ions avec des charges différentes est importante dans **la nature**

# 1F.6 Les propriétés générales des éléments

## éléments du bloc f

- Les éléments du bloc f de la même période ont **des rayons et des propriétés chimiques très similaires**
- Études intensives pour les matériaux **supraconducteurs**
- Les actinoids ("actinides") sont radioactifs
- Aucun des éléments suivant le plutonium n'est présent naturellement sur terre en quantité significative

# 1F.6 Les propriétés générales des éléments

## Résumé

Tous les éléments du bloc s sont des métaux réactifs.

Les éléments du bloc p ont tendance à gagner des électrons pour compléter les couches fermées ; ils vont des métaux aux métalloïdes en passant par les non-métaux.

Tous les éléments du bloc d sont des métaux dont les propriétés se situent entre celles des métaux du bloc s et du bloc p. De nombreux éléments du bloc d sont capables de former des cations avec plusieurs charges différentes.

## Les compétences que vous maîtrisez sont la capacité de

- ❑ Tenir compte des tendances périodiques des rayons atomiques, des énergies d'ionisation, des affinités électroniques et des électronégativités.
- ❑ Résumer de manière générale les propriétés des éléments par rapport à leur emplacement dans le tableau périodique.

**Résumé : De nombreuses propriétés des éléments, en particulier leur variation périodique, peuvent être prédites grâce à l'inspection du tableau périodique et en considérant le concept de charge nucléaire effective.**