

ATOMES ET MOLÉCULES

chapitre 3

La classification périodique des éléments

Au Moyen-Âge, l'alchimie distinguait, sur des critères relevant plutôt de la magie que de la science, les *fumées*, les *esprits*, les *eaux*, les *huiles*, les *acides*, et autres. Par exemple, le chlorure d'étain SnCl_2 s'appelait l'« esprit de Libavius », l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ était connu sous le nom de « safran de Mars », l'oxyde de zinc ZnO sous celui de « laine philosophique », le nitrate d'argent solide AgNO_3 était nommé « cristaux de Lune »...

La chimie est née en tant que science vers la fin du 18^e siècle, quand Lavoisier préconisa l'usage systématique des suffixes (-yde, -ure, -ique, -ate...). Le symbole chimique fut introduit vers 1814 par Berzelius.

Au cours du 19^e siècle, de plus en plus d'éléments furent identifiés. Il se posa le problème de les classer selon des critères pertinents. Historiquement, les premières classifications rangeaient les éléments par masse atomique croissante. La classification actuelle les range par numéro atomique croissant. Les différences entre les deux modes de classification sont minimes (quelques éléments sont inversés).

De nombreuses classifications furent proposées : en hélice, en tableau, etc. Elles connurent des succès divers, mais leur principal défaut était de n'être pas du tout prédictives. Dmitri Mendeleïev proposa une classification, dont l'architecture permettait de mettre en évidence les similitudes des propriétés physiques et chimiques de certains éléments. C'est elle, à peine modifiée, qui est encore utilisée par les chimistes contemporains.

Plan du chapitre.

1. Présentation de la classification périodique
 - 1.1 Les prédictions de Mendeleïev
 - 1.2 Construction de la classification périodique
 - 1.3 Familles et périodes
2. Évolution des propriétés atomiques
 - 2.1 Exemple de l'énergie de première ionisation
 - 2.2 Taille des atomes
 - 2.3 Électronégativité selon Pauling
3. Évolution des propriétés chimiques
 - 3.1 La valence
 - 3.2 Métaux et non métaux
 - 3.3 Métaux de transition

1 Présentation de la classification périodique.

1.1 Les prédictions de Mendeleiev.

En 1869, suite à des travaux sur la détermination des masses atomiques, Mendeleiev publia une classification dans laquelle il rangea les éléments par familles (en colonne), en se basant sur les similitudes des propriétés chimiques et physiques de certains corps. Contrairement à ses prédécesseurs, Mendeleiev laissa des cases vides, considérant qu'elles ne correspondaient à aucun élément connu, et présuma de ce fait l'existence d'éléments inconnus. Par son principe de famille, il put en prédire les propriétés; l'exemple le plus frappant est celui du germanium (Ge), élément placé sous le silicium et qu'il nommait *ékasilicium* (ESi), qui ne fut découvert que 15 ans plus tard par Winckler. Ce rangement en familles chimiques a dorénavant une justification théorique, basée sur la théorie quantique des atomes. À titre culturel, on donne le tableau comparatif des propriétés prédites par Mendeleiev pour l'*ékasilicium*, et celles observées pour le germanium.

prévisions de Mendeleiev sur l'ékasilicium ESi (1871)	observations de Winkler sur le germanium Ge (1886)
masse atomique : $72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	masse atomique : $72,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
masse volumique : $5,5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$	masse volumique : $5,47 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
Corps pur gris foncé qui, par calcination, donnera une poudre blanche ESiO ₂ .	Métal gris-blanc qui donne une poudre blanche GeO ₂ .
Le métal décomposera la vapeur d'eau avec difficulté.	Le métal ne réagit pas avec l'eau.
Le métal résistera aux acides, moins aux bases.	Le métal n'est pas attaqué par HCl mais est dissous dans l'eau égale (mélange d'acide nitrique et d'acide chlorhydrique); en milieu fondu non aqueux, la potasse (KOH) réagit.
On pourra isoler le corps par action du sodium sur ESiO ₂ et K ₂ ESiF ₆ .	Le germanium est isolé par réduction de l'oxyde GeO ₂ par le carbone, ou de K ₂ GeF ₆ par le sodium.
L'oxyde ESiO ₂ sera réfractaire de masse volumique égale à $4,7 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$; il aura un comportement moins basique que celui du dioxyde de titane TiO ₂ ou du dioxyde d'étain SnO ₂ mais plus marqué que celui de la silice SiO ₂ .	GeO ₂ est un oxyde réfractaire, de masse volumique égale à $4,703 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ et est très faiblement basique.
Le chlorure sera un liquide de température d'ébullition inférieure à 100 °C, et de masse volumique $1,9 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ à 0 °C.	GeCl ₄ est un liquide de température d'ébullition égale à 86,5 °C, et de masse volumique égale à $1,887 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ à 18 °C.
Le fluorure ESiF ₄ ne sera pas gazeux.	GeF ₄ · 3H ₂ O est un solide blanc cristallisé.
Des composés organométalliques seront formés, comme ESi(C ₂ H ₅) ₄ de température d'ébullition égale à 160 °C et de masse volumique égale à $0,96 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.	Ge(C ₂ H ₅) ₄ bout à 160 °C et a une masse volumique tout juste inférieure à celle de l'eau.

(D'après *chimie PCSI* tome 1, 1996, collection *H-prépas*, éditions Hachette.)

1.2 Construction de la classification périodique.

La classification périodique est un tableau, dans lequel les éléments sont **rangés par numéro atomique croissant**, c'est-à-dire par énergie croissante de la plus haute sous-couche occupée.

On passe à la ligne chaque fois qu'une nouvelle couche commence à être remplie, donc chaque fois que le nombre quantique principal n de la couche de valence augmente d'une unité.

- La ligne 1 contient les éléments dont K est la couche de valence ($n = 1$); la sous-couche de valence est 1s.
- La ligne 2 contient les éléments dont L est la couche de valence ($n = 2$); les sous-couches de valence sont 2s et 2p.
- La ligne 3 contient les éléments dont M est la couche de valence ($n = 3$); les sous-couches de valence sont 3s et 3p. Les éléments avec une sous-couche 3d occupée sont rejetés à la ligne suivante, car la sous-couche 3d est remplie après la sous-couche 4s (règle de Klechkovski).
- Etc.

La classification apparaît donc alors une juxtaposition de **blocs**, nommés d'après les sous-couches de valence des éléments à l'état fondamental :

- à gauche, le bloc s contient les éléments dont les sous-couches de valence sont uniquement de type ns ;

- à droite, le bloc p contient les éléments possédant des sous-couches de valence de type ns et np ;
- au centre, le bloc d, ou bloc des éléments de transition, contient les éléments ayant des sous-couches de valence de type ns et $(n - 1)d$;
- au-dessous, le bloc f, ou bloc des éléments de transition interne, comprend les familles des lanthanides et des actinides, avec les éléments possédant des sous-couches de valence de type ns , $(n - 2)f$ et éventuellement $(n - 1)d$. C'est pour une simple raison de place que le bloc f est rejeté au-dessous du reste du tableau ; il devrait normalement s'insérer entre les blocs s et d.

On remarque un certain nombre d'anomalies de remplissage. Outre celles du chrome (Cr) et du cuivre (Cu), déjà rencontrées, on peut remarquer :

- celles, assez nombreuses, des éléments 4d et 5d,
- qu'un électron remplit la sous-couche 5d avant que la sous-couche 4f ne commence à être remplie, le groupe des lanthanides ne commence donc qu'après le lanthane,
- que, parmi les lanthanides, le gadolinium possède un électron 5d, ce qui lui permet d'avoir une sous-couche 4f exactement à moitié remplie,
- que cinq électrons remplissent la sous-couche 6d avant que la sous-couche 5f ne commence à être remplie, ce qui fait que les configurations électroniques des actinides sont très anormales ;

D'une façon générale, les règles de remplissage (Klechkowski et Hund) sont bien respectées dans les blocs s et p, et dans la première série d'éléments de transition. Plus on descend dans la classification, plus les anomalies sont nombreuses.

Un certain nombre d'éléments n'existent pas à l'état naturel : ils sont artificiels. C'est le cas du technécium Tc, du prométhium Pm, et de tous les éléments transuraniens (au delà de l'uranium). Ces éléments sont tous radioactifs, de périodes (temps de demi-vie) plus ou moins courtes. Pour certains éléments, un seul noyau a été observé à ce jour. La recherche de nouveaux éléments se poursuit ; en effet, certains théoriciens pensent que des éléments lourds ($Z > 120$) pourraient être stables. Seuls deux ou trois laboratoires, dont celui de Darmstadt en Allemagne, se consacrent à la recherche d'éléments superlourds. Les numéros 114, 116 et 118 ont été observés.



1.3 Familles et périodes.

Une **période**, c'est-à-dire une ligne, contient tous les éléments ayant la **même configuration de cœur**, qui est celle du gaz inerte à la fin de la période précédente. Les éléments d'une période ne diffèrent donc que par leurs électrons de valence, qui sont de plus en plus nombreux de la gauche vers la droite.

Une **famille**, c'est-à-dire une colonne, contient tous les éléments ayant le **même nombre d'électrons de valence dans le même type de sous-couche**. Aux anomalies de remplissage près, les éléments d'une même famille ont la **même configuration de valence**. Selon les recommandations actuelles, les colonnes sont numérotées de 1 à 18. Certaines familles portent des noms qu'il convient de connaître.

colonne	famille	configuration de valence
1	alcalins	ns^1
2	alcalino-terreux	ns^2
15	pnictogènes	ns^2np^3
16	chalcogènes	ns^2np^4
17	halogènes	ns^2np^5
18	gaz inertes	ns^2np^6

Pour le bloc s et le bloc p, la notion de famille chimique est très pertinente, car les propriétés chimiques sont très homogènes dans une même colonne. Même s'il n'a qu'une sous-couche 1s de valence, l'hélium a des propriétés comparables à celles des autres éléments de la colonne 18, et est donc bien un membre de la famille des gaz inertes. En revanche, l'hydrogène, bien qu'ayant une structure de valence identique aux alcalins (ns^1 avec $n = 1$), il ne leur est chimiquement pas du tout comparable ; en fait l'hydrogène est un élément totalement à part dans la classification.

Pour le bloc d, il y a également des propriétés chimiques analogues pour les éléments d'une même colonne, mais les choses sont rendues plus complexes du fait de nombreuses anomalies de remplissage.

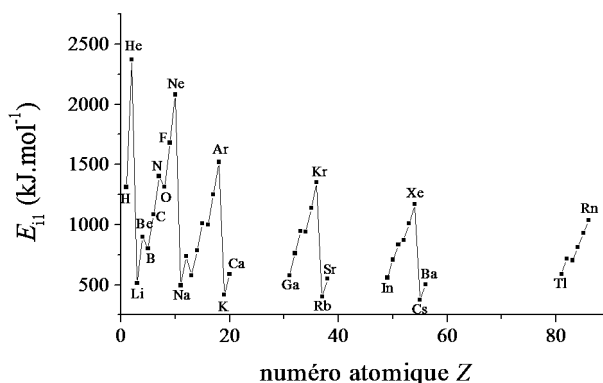
Les lanthanides forment une famille à part, très homogène, car la sous-couche de valence (4f) est d'énergie moindre que la sous-couche 5d. De ce fait, le nombre d'électron dans la sous-couche 4f influe peu sur les propriétés des lanthanides.

2 Évolution des propriétés atomiques.

La construction de la classification en périodes et en familles repose sur des constatations expérimentales : les propriétés atomiques des éléments sont périodiques ; Mendeleiev a rangé les éléments de propriétés similaires dans une même colonne. Ceci est désormais justifié par la théorie quantique des atomes.

2.1 Exemple de l'énergie de première ionisation.

Les énergies de première ionisation, mesurées expérimentalement, des éléments des blocs s et p présentent une périodicité marquée, comme le montre le diagramme ci-dessous.



(D'après P.W. Atkins, *Physical Chemistry* 4th ed., Oxford, 1990.)

Dans une famille, E_{i1} diminue quand n augmente. Ceci résulte du fait que les atomes sont de plus en plus gros, et les électrons de valence de plus en plus loin du noyau ; ils sont donc de plus en plus faciles à arracher.

Dans une période, E_{i1} augmente quand le numéro atomique Z augmente, car la charge du noyau augmente, et les électrons de valence sont plus fermement liés au noyau. Il faut noter que les gaz inertes sont particulièrement stables vis-à-vis de l'ionisation, car ils ont une configuration ne comportant que des sous-couches entièrement remplies.

certains droits réservés
ne peut pas être vendu

Plus finement, on constate que le béryllium et l'azote ont une énergie d'ionisation plus grande que ce à quoi on pourrait s'attendre. Ces anomalies peuvent être expliquées par la stabilité particulière des atomes ayant toutes leurs sous-couches remplies ou demi-remplies ; elles se retrouvent périodiquement.

Une telle périodicité se retrouve pour d'autres propriétés atomiques, telles l'énergie de premier attachement électronique.

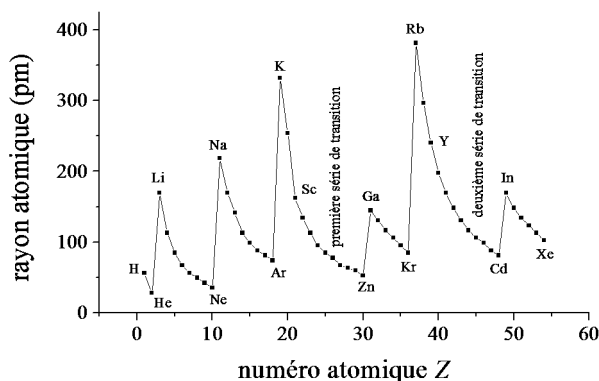
2.2 Taille des atomes.

La notion de rayon atomique est délicate, car les électrons ne circulent pas sur des orbites de rayons bien déterminés. On peut l'évaluer de deux manières à partir de mesures expérimentales :

- le rayon covalent de l'atome A est défini comme la moitié de la longueur de la liaison covalente A-A,
- le rayon métallique de l'atome A est défini comme la moitié de la distance entre deux atomes voisins dans un métal constitué de A.

Toute la difficulté est de comparer entre elles ces deux grandeurs, car les éléments qui engagent des liaisons covalentes ne forment généralement pas de cristaux métalliques et réciproquement.

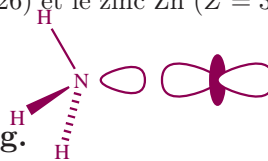
Moyennant quelques précautions, on peut cependant dresser le tableau suivant pour les 54 premiers éléments :



Dans les blocs s et p, on constate une périodicité marquée de la taille atomique. D'une part, dans une période, les atomes sont de plus en plus petits de la gauche vers la droite. En effet, le noyau est de plus en plus chargé puisque le nombre de proton augmente, et les électrons de la couche de valence (qui est la même pour tous les élément d'une période) attirés de plus en plus fortement par le noyau.

D'autre part, dans une famille, le rayon atomique augmente quand on descend. En effet, les sous-couches de valence correspondent à des nombres quantiques principaux de plus en plus grand, et l'extension des orbitales atomiques augmente avec n . Les électrons externes sont donc de plus en plus loin du noyau.

Dans le bloc d, on constate que le rayon atomique est à peu près constante dans une même période. Par exemple, tous les éléments entre le fer Fe ($Z = 26$) et le zinc Zn ($Z = 30$) ont un rayon atomique compris entre 115 et 117 pm.



2.3 Électronégativité selon Pauling.

2.3.1 Définition.

Pour mesurer l'aptitude globale d'un atome à attirer les électrons, on introduit une grandeur appelée **électronégativité**, et notée χ , telle que :

certains droits réservés
ne peut pas être vendu

Plus l'électronégativité d'un atome est grande, plus il a tendance à attirer à lui les électrons.

Ce concept, construit pour des atomes à l'état gazeux, a été extrapolé aux atomes dans des édifices moléculaires ou ioniques, c'est-à-dire dans lesquels l'atome est lié à d'autres atomes. De nombreuses propriétés chimiques découlent de la différence d'électronégativité entre des atomes. Ainsi, le pouvoir oxydant augmente avec l'électronégativité.

Trois échelles ont été construites pour évaluer l'électronégativité : de Mulliken, d'Allred et Rochow, et de Pauling. On présente la plus utile aux chimistes.

2.3.2 Échelle de Pauling.

Pauling a défini une échelle évaluant la différence d'électronégativité entre deux atomes A et B, en reliant celle-ci aux énergies des liaisons covalentes que ces atomes engagent :

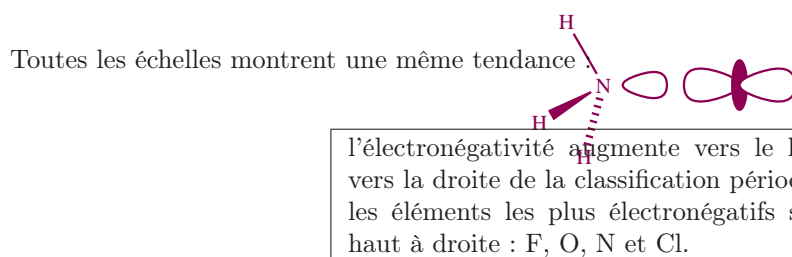
$$[k(\chi_A - \chi_B)]^2 = E_{AB} - \sqrt{E_{AA}E_{BB}} \quad (1)$$

où E_{XY} est l'énergie de la liaison covalente entre X et Y, et k est une constante destinée à ajuster l'échelle de Pauling aux autres échelles d'électronégativité. L'échelle de Pauling ne permet de calculer que des différences d'électronégativité, d'où la nécessité d'une référence arbitraire, qui est ici la valeur de l'électronégativité du fluor : $\chi_F = 3,98$.

Cette échelle repose sur l'idée que plus la différence d'électronégativité est grande entre deux atomes, plus la liaison qu'ils peuvent engager est forte, car l'un d'eux cède volontiers des électrons que l'autre accepte volontiers ; en conséquence l'énergie de la liaison est plus importante. Cette valeur est pondérée par la moyenne géométrique des énergies des liaisons A-A et B-B, sachant que le terme de droite dans (1) est expérimentalement toujours positif.

Les valeurs du tableau suivant sont calculées par la méthode de Pauling. On se limite aux blocs s et p ; en effet, la notion d'électronégativité est moins pertinente pour expliquer la réactivité dans les blocs d et f. L'échelle de Pauling est la plus utilisée en chimie, car elle permet de comparer les électronégativités des atomes dans un même édifice chimique, ce qui intéresse le chimiste beaucoup plus que les atomes isolés.

1	2	13	14	15	16	17
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	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,80	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66
Cs 0,79	Ba 0,89	Tl 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po (2,0)	At (2,2)



certains droits réservés
ne peut pas être vendu

L'échelle de Mulliken (hors programme) définit l'électronégativité des atomes à l'état gazeux et indépendamment de leur environnement, comme la moyenne de l'énergie de première ionisation et de l'affinité électronique :

$$\chi = \frac{E_{i1} + A_e}{2} \quad (2)$$

C'est une définition qui peut paraître plus naturelle ; elle est en fait moins pertinente pour étudier le comportement des atomes au sein d'édifices atomiques.

3 Évolution des propriétés chimiques.

3.1 La valence.

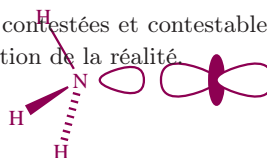
La valence est le nombre de liaisons qu'un atome peut engager avec l'atome d'hydrogène. C'est un concept qui n'a d'intérêt que pour les éléments des blocs s et p.

L'atome d'hydrogène ayant un électron, et une liaison se faisant par la mise en commun de deux électrons, le nombre de liaisons engagées correspond au nombre d'électrons célibataires de l'atome. Il faut prendre en compte d'éventuelles promotions d'électrons dans des sous-couches d'énergies proches, si l'énergie que cette promotion nécessite est compensée par l'énergie gagnée lors de la création de la liaison covalente. Il n'y a pas de moyen simple de savoir si une promotion peut ou non avoir lieu ; cependant, la nature des composés hydrogénés obtenus permet de le déduire.

Intéressons-nous aux éléments de la deuxième période.

colonne	élément	configuration de l'atome neutre	promotion	valence	composé hydrogéné	ion usuel
1	Li	$2s^1$		1	LiH	Li^+
2	Be	$2s^2$	$2s^1 2p^1$	2	BeH_2	Be^{2+}
13	B	$2s^2 2p^1$	$2s^1 2p^2$	3	BH_3	
14	C	$2s^2 2p^2$	$2s^1 2p^3$	4	CH_4	
15	N	$2s^2 2p^3$		3	NH_3	
16	O	$2s^2 2p^4$		2	H_2O	O^{2-}
17	F	$2s^2 2p^5$		1	HF	F^-

Ces promotions électroniques sont quelque peu contestées et contestables. Plutôt que comme un phénomène réel, il est préférable de les concevoir comme une modélisation de la réalité.



3.2 Métaux et non métaux.

Certains éléments ont des propriétés qu'on regroupe sous le terme de *caractère métallique*. Ces éléments :

- sont plutôt peu électronégatifs ($\chi < 1,9$),
- sont, purs à l'état solide, bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité,
- possèdent des sous-couches de valence p peu ou pas remplies ($ns^2 np^2$ au maximum),
- donnent des cations,
- ont, purs à l'état solide, un caractère réducteur,
- donnent au moins un oxyde basique.

Ces éléments, étant peu électronégatifs, sont à gauche de la classification périodique ; en particulier, il s'agit de tous les éléments du bloc s (à l'exception de l'hydrogène), de tous les éléments des blocs d et f, et des éléments les plus en bas et à gauche du bloc p.

Les *non-métaux*, au contraire, sont les atomes plutôt électronégatifs ($\chi > 2,2$). Ils sont donc en haut et à droite de la classification périodique. L'hydrogène en fait également partie.

La frontière entre métaux et non-métaux n'est pas nette. Les éléments d'électronégativité intermédiaire ($1,9 < \chi < 2,2$) sont parfois appelés métalloïdes ou semi-métaux, et ont un comportement intermédiaire. Ainsi, leurs propriétés de conduction de l'électricité sont particulières : ils sont souvent semi-conducteurs. Les métalloïdes sont : B, Si, Ge, As, Sb, Te et, dans une moindre mesure, Al, Ga, Sn.

3.3 Métaux de transition.

Les **éléments de transition** sont les éléments dont les atomes, **neutres ou dans au moins un degré d'oxydation courant** (c'est-à-dire neutre ou sous forme d'au moins un de leurs cations), possèdent une **sous-couche de valence d partiellement remplie**. Les **éléments de transition interne** possèdent une **sous-couche de valence f partiellement remplie**. Ce sont tous des métaux.

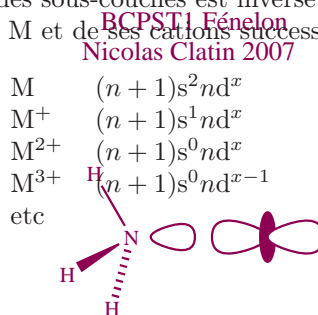
Le fer a une configuration de valence $4s^23d^6$, c'est donc un métal de transition. Le cuivre à l'état fondamental est de configuration $4s^13d^{10}$, et n'a donc pas de sous-couche d partiellement remplie; cependant l'ion Cu^{2+} , très courant, est de configuration $4s^03d^9$, ce qui fait du cuivre un métal de transition.

Les éléments de la colonne 12 (zinc Zn, cadmium Cd et mercure Hg) ont des propriétés chimiques plus proches de celles des alcalino-terreux que des métaux de transition. En effet, leur configuration de valence est de la forme $(n+1)s^2nd^{10}$ et leur cation le plus courant est bivalent (Zn^{2+} , Cd^{2+} et Hg^{2+}) de configuration $(n+1)s^0nd^{10}$. La sous-couche d est complète dans les deux cas, et ces éléments ne sont pas vraiment des métaux de transition. Le mercure existe aussi sous forme du cation monovalent Hg^+ , qui n'a pas non plus de sous-couche d partiellement remplie.

Dans le cas des métaux de transition, de configuration $(n+1)s^2nd^x$, la règle de Klechkovski prévoit que la sous-couche $(n+1)s$ soit remplie avant la sous-couche nd , car elle est plus basse en énergie. Lors de l'ionisation, cependant, les premiers électrons arrachés ne sont pas ceux de la sous-couche d; au contraire,

dans les métaux de transition, les électrons $(n+1)s$ sont arrachés avant les électrons nd .

Ceci est dû au fait que l'ordre énergétique des sous-couches est inversé dans l'atome neutre et dans les cations. Les configurations d'un métal de transition M et de ses cations successifs sont alors :



Les métaux de transition :

- sont durs et cassants;
- ont des températures de fusion et d'ébullition élevées (pour le tungstène W, $T_f = 3410^\circ\text{C}$);
- donnent des alliages les uns avec les autres;
- ont plusieurs degrés d'oxydation, soit plusieurs cations stables (Mn possède tous les degrés de 0 à + VII).

certains droits réservés
ne peut pas être vendu

Leurs ions et leurs composés :

- sont souvent paramagnétiques (ont des propriétés d'aimantation);
- sont très souvent colorés (Co : rose, Cu : bleu, Cr : vert, Mn : violet), et interviennent dans la coloration de nombreuses pierres précieuses ou semi-précieuses;
- peuvent s'insérer dans des structures organiques, par exemple dans certaines enzymes (cation Fe^{2+} dans l'hémoglobine),
- peuvent facilement échanger des électrons, ce qui en fait de bons catalyseurs, y compris enzymatiques (hémoglobine encore).

Les lanthanides et les actinides sont deux familles à part entière, dont les propriétés sont très homogènes.

Les **lanthanides**, ou terres rares, sont souvent mélangés dans un même minerai, dont il n'existe d'ailleurs que quelques gisements dans le monde (en Suède et aux États-Unis principalement). La grande homogénéité de leurs propriétés chimiques et physiques rend d'ailleurs difficile leur séparation. Les lanthanides L donnent principalement un cation trivalent L^{3+} . Ces éléments sont devenus très importants, et ont de nombreuses applications dans les industries de pointe : lasers au néodyme Nd, couleur rouge des matrices d'écrans obtenue par un ion de l'euprimum Eu, verres dopés, ainsi qu'en synthèse chimique (catalyseurs au samarium Sm), et en analyse chimique (marquage de molécules par l'euprimum Eu pour la détection par RMN).

Les actinides sont presque tous des éléments artificiels. La chimie de l'uranium a été très étudiée pour réaliser la séparation isotopique de ^{235}U et ^{238}U , très importante pour l'enrichissement nécessaire à l'industrie nucléaire.