

Le tableau périodique simplifié des éléments

Un élément est un ensemble d'atomes d'une sorte. Le symbole de l'élément désigne soit tous les atomes ou un atome de cette sorte, p.ex Ge désigne tous les atomes de germanium ou un atome de germanium.

Masse atomique
Symbole
Nom français
Numéro atomique

Familles

Périodes

1,01 H hydrogène 1							4,00 He hélium 2
6,94 Li lithium 3	9,01 Be béryllium 4	10,8 B bore 5	12,0 C carbone 6	14,0 N azote 7	16,0 O oxygène 8	19,0 F fluor 9	20,2 Ne néon 10
23,0 Na sodium 11	24,3 Mg magnésium 12	27,0 Al aluminium 13	28,1 Si silicium 14	31,0 P phosphore 15	32,1 S soufre 16	35,5 Cl chlore 17	39,9 Ar argon 18
39,1 K potassium 19	40,1 Ca calcium 20	69,7 Ga gallium 31	72,6 Ge germanium 32	74,9 As arsenic 33	79,0 Se sélénium 34	79,9 Br brome 35	83,8 Kr krypton 36
85,5 Rb rubidium 37	87,6 Sr strontium 38	114,8 In indium 49	118,7 Sn étain 50	121,8 Sb antimoine 51	127,6 Te tellure 52	126,9 I iode 53	131,3 Xe xénon 54
132,9 Cs césium 55	137,3 Ba baryum 56	204,4 Tl thallium 81	207,2 Pb plomb 82	209,0 Bi bismuth 83	210 Po polonium 84	210 At astate 85	222 Rn radon 86
223 Fr francium 87	226,1 Ra radium 88						
Alcalins	Alcalino- terreux	Terreux	Carbonides	Azotides	Sulfurides	Halogènes	Argonides Gaz nobles

Les structures de Lewis

Un trait = 2 électrons extérieurs

Un point = 1 électron extérieur

H ·							He
Li ·	Be ·	B ·	· C ·	· N ·	O ·	F ·	Ne
Na ·	Mg ·	Al ·	· Si ·	· P ·	S ·	Cl ·	Ar
K ·	Ca ·	Ga ·	· Ge ·	· As ·	Se ·	Br ·	Kr
Rb ·	Sr ·	In ·	· Sn ·	· Sb ·	Te ·	I ·	Xe
Cs ·	Ba ·	Tl ·	· Pb ·	· Bi ·	Po ·	At ·	Rn
Fr ·	Ra ·						

La structure de Lewis montre les électrons extérieurs d'un atome complet (qui possède autant d'électrons que de protons et est donc neutre)

Dans les éléments de transition il est difficile de distinguer entre électrons extérieurs et intérieurs, on n'écrit pas de structure de Lewis pour un tel élément.

Les ions simples

En cédant ou en prenant des électrons, l'atome cherche souvent à adopter la structure électronique de l'argonide le plus proche. D'où les ions élémentaires suivants (- est la charge d'un électron = $-1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulombs):

H⁺							
Li⁺	Be²⁺			N³⁻	O²⁻	F⁻	
Na⁺	Mg²⁺	Al³⁺		P³⁻	S²⁻	Cl⁻	
K⁺	Ca²⁺	Ga³⁺		As³⁻	Se²⁻	Br⁻	
Rb⁺	Sr²⁺	In³⁺		Sb³⁻	Te²⁻	I⁻	
Cs⁺	Ba²⁺	Tl³⁺		Bi³⁻	Po²⁻	At⁻	
Fr⁺	Ra²⁺						

Les ions positifs (cations) ont le nom de l'élément, les ions négatifs (anions) simples prennent la terminaison -ure p.ex (fluorure, poloniumure..) mais : oxyde, phosphore, nitrure, sulfure

Voici quelques ions importants des éléments de transition:

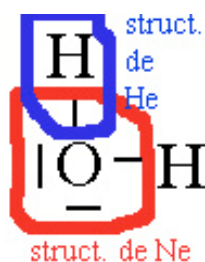
Cr³⁺	ion chrome (III)	souvent vert
Mn²⁺	ion manganèse(II)	souvent rose
Fe²⁺	ion fer(II) ou .. ferreux	souvent vert clair
Fe³⁺	ion fer(III) ou .. ferreux	souvent brun-ocre
Co²⁺	ion cobalt(II)	souvent rose foncé
Ni²⁺	ion nickel(II)	souvent vert
Cu⁺	ion cuivre(I)	souvent incolore
Cu²⁺	ion cuivre(II)	souvent bleu
Zn²⁺	ion zinc(II)	souvent incolore
Ag⁺	ion argent	souvent incolore
Cd²⁺	ion cadmium	souvent incolore
Au³⁺	ion or(III)	souvent brun
Hg²⁺	ion mercure (II)	souvent incolore

Les molécules

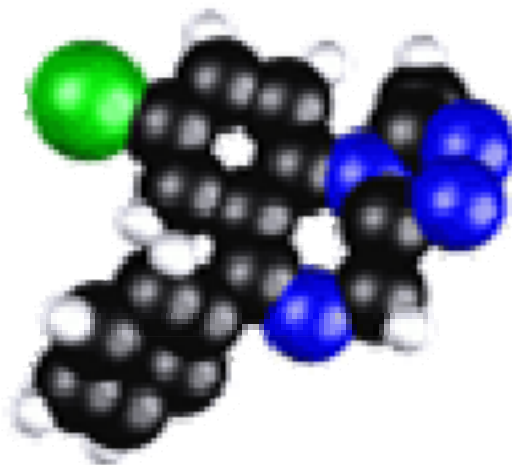
Assemblages non chargés de plusieurs atomes (différents ou non) liés par liaisons covalentes ou datives. Chaque atome cherche avec tous les électrons dont il s'est entouré de cette manière à réaliser la structure de l'argonide le plus proche.

1) Dans *une liaison covalente*, les atomes mettent en commun deux électrons, chaque électron provient d'un des deux atomes.

Exemple :



2) Dans *une liaison dative*, les atomes mettent en commun deux électrons, les deux électrons proviennent d'un des deux atomes (qui possédait un doublet sur la dernière couche) et complètent la dernière couche de l'autre (voir plus tard).



Molécule du médicament anxiolytique Xanax (Alprazolam)
noir : C, blanc : H, bleu : N, vert : Cl

Les ions polyatomiques

Assemblages de plusieurs atomes (différents ou non) liés par liaisons covalentes ou datives et portant une charge. Cette charge correspond au nombre d'électrons supplémentaires ou déficitaires par rapport aux structures de Lewis.

Exemple:



ion hydroxyde: un électron de plus par rapport aux structures de Lewis d'où la charge -

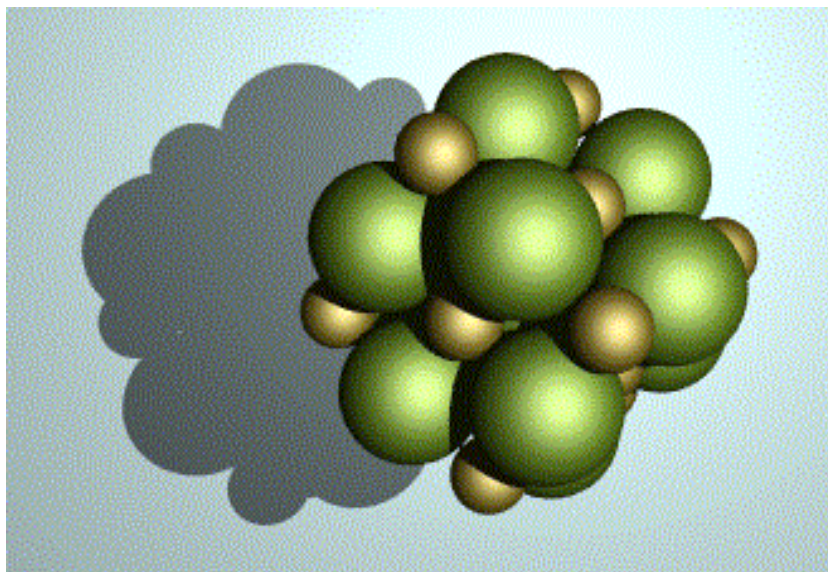


NH_4^+	ammonium	incolore
OH^-	hydroxyde	incolore
CO_3^{2-}	carbonate	incolore
NO_3^-	nitrate	incolore
NO_2^-	nitrite	incolore
PO_4^{3-}	phosphate	incolore
SO_4^{2-}	sulfate	incolore
SO_3^{2-}	sulfite	incolore
ClO_4^-	perchlorate	incolore
ClO_3^-	chlorate	incolore
ClO_2^-	chlorite	incolore
ClO^-	hypochlorite	incolore
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	bichromate	orange
CrO_4^{2-}	chromate	jaune
MnO_4^-	permanganate	violet

Les réseaux ioniques

Assemblages de plusieurs ions (simples ou polyatomiques) par attraction électrostatique (charges + et - s'attirent). La charge totale d'un réseau ionique est en générale nulle, c.à.d. qu'il y a autant de charges + que -

Exemple



Réseau du sel de cuisine, les gros ions sont des ions chlorure Cl^- , les petits des ions sodium Na^+

Dans un réseau, le nombre de cations n'est pas toujours égal au nombre d'anions, p. exemple dans le réseau d'hydroxyde de calcium formé par les ions Ca^{2+} et OH^- , il y a deux fois plus d'ions hydroxyde que d'ions calcium, car la charge totale doit être égale à 0.

Les substances chimiques

Une substance est

- un ensemble de molécules (substance moléculaire) d'une sorte

ou

- un ensemble d'atomes d'une sorte

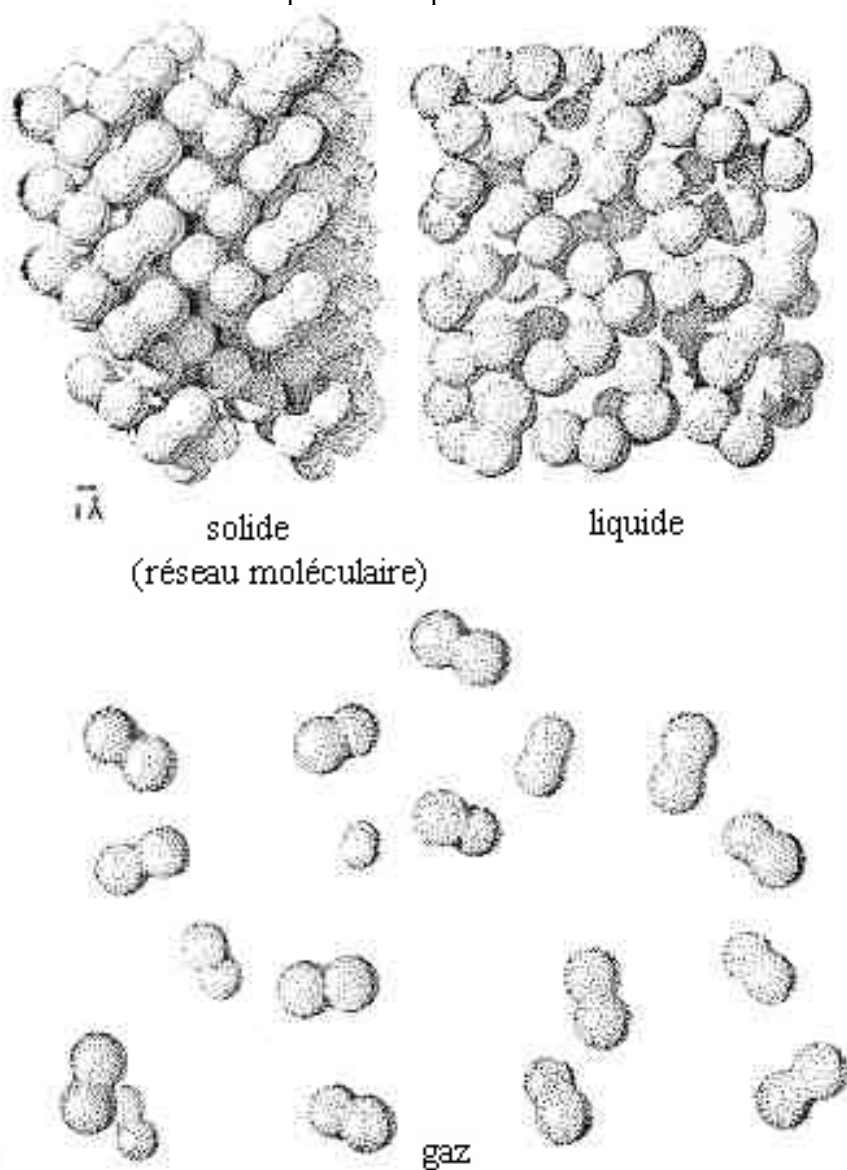
 - métaux : réseaux atomiques

 - gaz nobles : atomes isolés

ou

- un réseaux ionique (substance ionique)

Les substances se caractérisent par des températures de fusion constantes.



L'iode I_2 est formée d'une sorte de molécules, c'est une substance moléculaire.

Un *corps simple* est une substance formée par un élément. Toutes les autres substances (de loin les plus nombreuses) s'appellent *corps composés*.

1) *corps simples métalliques*. Leurs atomes forment des réseaux atomiques ¹

		Propriétés.	Découvertes
Or	<u>Au</u> *	Métal tendre, lourd, peu réactif	Connu en Egypte dès 5000 av. J.-C.
Argent	<u>Ag</u>	Plus dur que l'or, éclat caractéristique. Le meilleur conducteur électrique parmi les métaux.	Connu à Babylone dès 2900 av. J.-C.
Cuivre	<u>Cu</u>	Couleur rouge (en poudre très fine apparaît noir). Bon conducteur électrique.	Connu en Egypte dès 5000 av. J.-C.
Mercure	<u>Hg</u>	Métal liquide à la température ordinaire (pt de fusion -39°C , pt d'ébullition 357°C). Les vapeurs sont toxiques.	Connu en Egypte dès 1500 av. J.-C. et dès le 1 ^{er} siècle après J.-C. en Grèce.
Plomb	Pb	Métal tendre, lourd, bleu clair. Se recouvre à l'air d'une mince pellicule d'oxyde bleu mat.	Connu en Phénicie dès 1500 av. J.-C.
Fer	Fe	Le fer pur est tendre, blanc argent. Se rouille à l'air humide.	Connu à Babylone dès 2000 av. J.-C. et en Europe en 500 av. J.-C.
Zinc	Zn	Métal blanc bleuté, très brillant. S'oxyde à l'air où le brillant disparaît. Fond à 419°C .	Connu en Inde dès 1100 après J.-C. Préparation dès le XVIII ^e siècle en Angleterre.
Etain	Sn	Métal à reflet jaunâtre, très malléable. Au-dessous de 13°C , se modifie lentement en une forme grise, poudreuse. Cette transformation qui n'intervient que lorsque les objets en Sn sont tenus pendant longtemps à basse température se développe à partir de « centres de poussière » (peste de l'étain).	Connu en Egypte dès 3000 av. J.-C. et en Europe dès 2000 av. J.-C.
Nickel	Ni	Métal blanc argent, malléable, faiblement magnétique. Peu attaquable par les acides.	Découvert par CRONSTEDT en 1751
Chrome	Cr	Métal blanc argent, dur, cassant. Peu réactif. Dépôt électrolytique, alliage (aciers spéciaux).	Découvert par VAUQUELIN en 1797. Préparation industrielle depuis 1898

¹ Les corps simples soulignés se trouvent à l'état natif

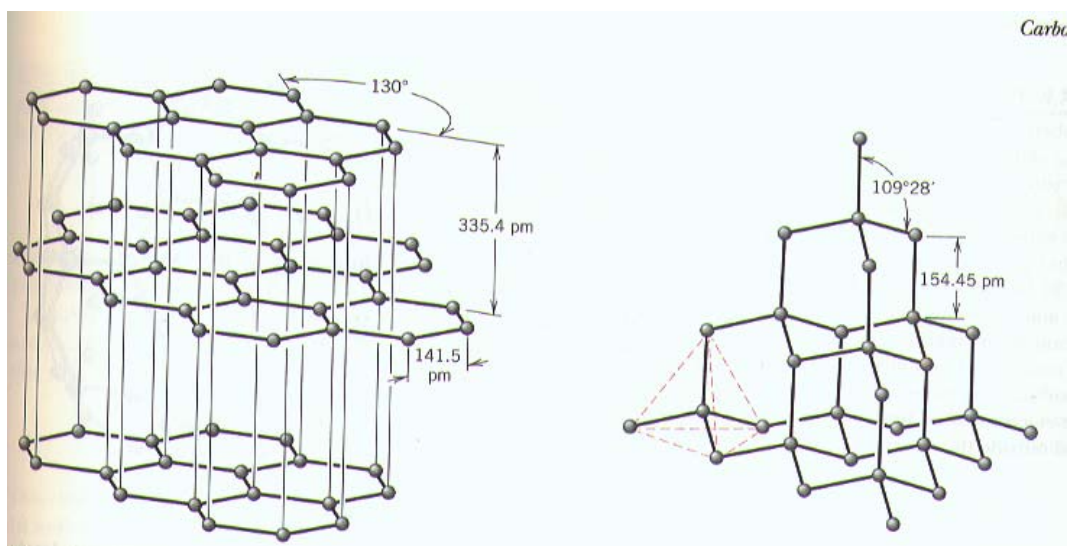
Platine	Pt	Métal noble, blanc grisâtre, dur, de faible réactivité chimique.	Découvert en 1736 en Colombie.
Aluminium	Al	Blanc argent, léger, malléable. Bien qu'ayant les caractères d'un métal commun, chimiquement passif grâce à une couche mince d'oxyde.	Découvert par WÖHLER en 1827.
Magnésium	Mg	Blanc argent, s'oxyde rapidement à l'air. Métal industriel léger	Préparé en 1808 par DAVY
Calcium	Ca	Métal blanc argent, tendre, s'oxyde rapidement à l'air. Réagit avec l'eau.	Préparé en 1808 par DAVY
Sodium	Na	Métal très tendre, qu'on peut couper (pt de fusion 98°C, pt d'ébullition 883°C). S'oxyde très facilement à l'air, conservé dans du pétrole, brillant lorsqu'il vient d'être cou-	Préparé en 1807 par DAVY.

2) *les corps simples moléculaires.* Leurs atomes sont associés en molécules.

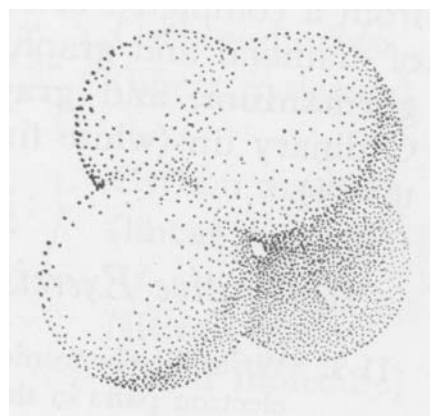
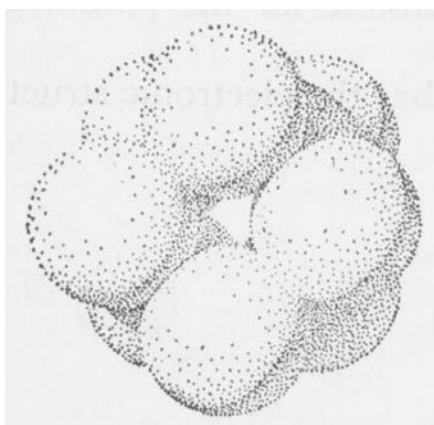
Hydrogène	H ₂	Gaz incolore, inodore, insipide. Le plus léger des éléments. Brûle facilement. Emploi dans les synthèses.	Découvert en 1766 par CAVENDISH
Oxygène	O ₂	Gaz incolore, inodore, insipide. Participe aux combustions, à la respiration. Dans l'air (21% en volume)	Découvert en 1774 par PRIESTLEY et SCHEELE
Azote	N ₂	Gaz incolore, inodore, insipide. Le plus important constituant de l'air (78% en volume). Inerte. Etouffe la flamme.	Découvert dans l'air en 1780 par SCHEELE et LAVOISIER
Carbone	C	Sous forme de graphite (noir, tendre, conducteur électrique) et de diamant (dur, transparent, incolore, isolant).	Identification du diamant par LAVOISIER (1780)
Chlore	Cl ₂	Gaz toxique, verdâtre, à odeur caractéris-	Découvert en 1774 par SCHEELE
Soufre	S ₈	Masse d'un jaune brillant, cristaux caractéristiques.	Connu depuis l'Antiquité.

Phosphore	P ou P ₄	Différentes formes : P rouge (non toxique, haute température d'inflammation), P blanc (toxique, température d'inflammation environ 50 °C).	Découvert en 1669 par BRANDT
Silicium	Si	Métalloïde gris, opaque, brillant.	Préparé par BERZÉLIUS en 1822

Disposition des atomes dans le graphite et le diamant:



Molécules S₈ et P₄:



3) *Les corps simples monoatomiques ou gaz nobles* : Leurs atomes restent isolés .

-En 1894, le chimiste anglais **W. Rayleigh** remarque que l'azote obtenu à partir de l'air possède une densité plus élevée que l'azote pur retiré de composés azotés. Il en déduit que ce qu'on croyait être de l'azote pur dans l'air est en réalité un mélange contenant d'autres substances gazeuses: les gaz nobles .

- En 1895, le chimiste anglais **W. Ramsay** isole les gaz néon, argon, krypton et xénon, gaz incolores, inodores et chimiquement inertes.

Hélium

Après l'hydrogène, l'hélium est l'élément le plus fréquent de l'univers. Il est utilisé comme gaz de remplissage des ballons grâce à sa faible masse volumique et son incombustibilité. À cause de sa faible solubilité dans les tissus humains, il remplace avantageusement l'azote dans les mélanges respiratoires spéciaux pour plongeurs. Cela permet d' éviter l'accident de décompression (formation de bulles gazeuses dans les tissus) à la fin des plongées profondes. L'hélium peut servir de gaz de remplissage des tubes luminescents (lumière blanche ivoire pouvant être transformée en jaune doré par des verres filtrants jaunes)

Néon

Le néon sert principalement dans les tubes luminescents (lumière rouge, virant au bleu intense en présence de vapeurs de mercure, au vert si le tube est réalisé en un verre brun)

Argon

Ce gaz sert surtout de gaz de remplissage des ampoules électriques à incandescence. Il conduit mal la chaleur, ce qui permet d'atteindre des températures élevées du filament de tungstène (2500°C).. Dans les tubes luminescents, la lumière de l'argon est plutôt bleue-rougeâtre. A cause de son inertie chimique, l'argon sert aussi de gaz de protection pendant la soudure des métaux.

Krypton

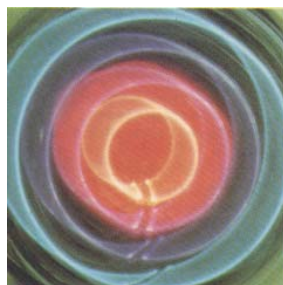
Comme l'argon, ce gaz sert de gaz de remplissage des ampoules à incandescence. La lumière émise dans les tubes luminescents est verte-lilacée.

Xénon

Utilisé sous pression élevée dans les lampes à arc électrique servant à éclairer les stades, il assure l'isolation thermique de l'arc atteignant des températures de 6000°C.

Radon

Gaz radioactif provenant de la radioactivité naturelle. Se transmute en polonium solide et radioactif qui se dépose en propageant ainsi la radioactivité.



hélium (jaune), néon (rouge), krypton et xénon dans les tubes luminescents