

Thème 1 : Constitution et transformations de la matière

Chapitre 2 : Modélisation de la matière à l'échelle microscopique

I - De l'atome à l'élément chimique

1) Un modèle de l'atome

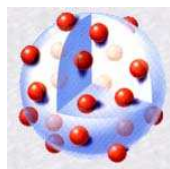
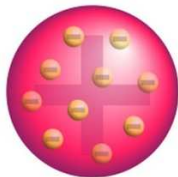
a) La structure de l'atome

Depuis plus d'un siècle, de nombreux modèles d'atomes ont été proposés tentant de mieux comprendre leurs propriétés.

En 1897, J.J. Thomson découvre le premier composant de l'atome : l'**électron**, particule de charge électrique négative.

En 1904, il propose un premier modèle d'atome, surnommé depuis « *le pudding de Thomson* ».

Il imagine l'atome comme une sphère remplie d'une substance électriquement positive et fourrée d'électrons négatifs « comme des raisins dans un cake ».



En 1912, Ernest Rutherford découvre le **noyau atomique**. Son nouveau modèle d'atome montre que sa charge électrique positive, ainsi que l'essentiel de sa masse, est concentrée en un noyau quasi-punctuel.

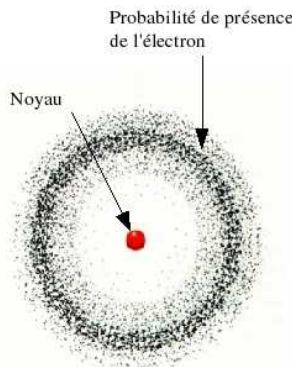
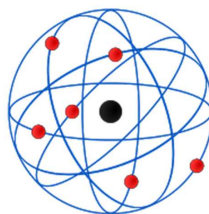
En 1913, Niels Bohr propose un modèle essentiellement constitué de vide, c'est une révolution.

Les électrons de l'atome se déplacent autour de ce noyau tels des planètes autour du Soleil, d'où le nom de **modèle d'atome planétaire**.

En 1927, Erwin Schrodinger propose un modèle dans lequel les électrons n'ont plus de trajectoires bien définies mais des **zones de probabilité de présence** qui forment le nuage électronique.

Plus les points sont serrés, plus il y a de chances de trouver un électron dans cette zone.

De nombreuses recherches vont affiner ce modèle.

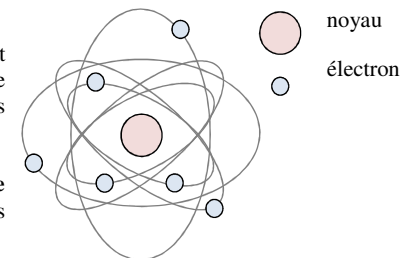


Nous retiendrons un modèle simple qui représente l'atome par un noyau, placé en son centre, autour duquel gravite(nt) un ou plusieurs électrons.

b) Les électrons

Les **électrons, tous identiques**, tournent autour du noyau à très grande vitesse sur des **trajectoires** que nous ne représenterons plus car elles sont **aléatoires**.

Chaque électron porte **une charge électrique négative élémentaire**, notée $-e$, qui est la plus petite charge connue.



Chaque type d'atomes (carbone, oxygène, hydrogène etc.) est caractérisé par son nombre d'électrons.

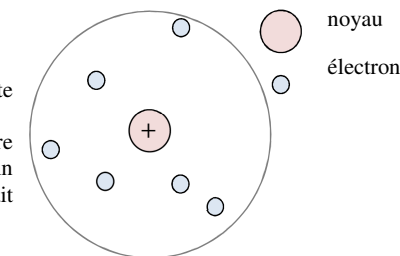
Dans le modèle actuel, toutes les positions possibles des électrons autour du noyau forment le nuage électronique.

c) Le noyau

Le noyau est chargé positivement.

Son rayon est environ 100 000 fois plus petite que celui de l'atome.

Par analogie, si l'atome avait pour diamètre (double du rayon) la longueur d'un terrain de football (100 m), le noyau aurait 1 *millimètre* de diamètre !



L'atome est essentiellement constitué de vide.

Tous les atomes n'ont pas le même noyau !

La charge électrique et la masse varient suivant l'atome que l'on considère.

L'atome d'hydrogène possède le noyau le plus léger.

La masse d'un électron étant environ 2 000 fois plus petite que celle du noyau de l'atome d'hydrogène.

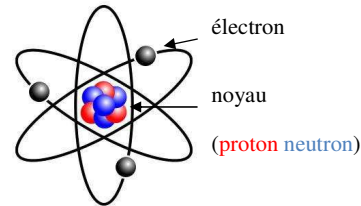
	rayon (en m)	masse (en kg)
atome	$\approx 10^{-10}$	10^{-27} à 10^{-25}
noyau	$\approx 10^{-15}$	10^{-27} à 10^{-25}
électron	<i>négligeable</i>	$\approx 10^{-30}$

La masse de tout atome est donc pratiquement concentrée dans son noyau.

d) Proton et neutron

Le noyau d'un atome est constitué de **protons** et de **neutrons** appelés nucléons qui ne sont pas des particules élémentaires.

Les neutrons sont électriquement neutres alors que les protons sont chargés positivement. Le nombre de protons de l'atome est caractérisé par le numéro atomique de l'élément chimique considéré, noté Z .

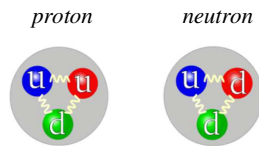


On en déduit que la charge positive d'un noyau, notée Q , est égale à la charge des Z protons qui le constituent, chacun de charge élémentaire e ($e = 1,60 \times 10^{-19} C$):

$$Q = Z \times e$$

Remarque :

Bien que les neutrons et les protons constituent le noyau atomique, ces particules ne sont pas élémentaires. En effet, les neutrons et les protons sont eux-mêmes constitués de quarks. Un quark est une particule élémentaire qui se combine à un ou plusieurs autres quarks pour former des hadrons, famille de particules auquel les neutrons et les protons appartiennent.



e) La représentation d'un atome

Le noyau d'un atome est constitué de protons et de neutrons appelés nucléons qui ne sont pas des particules élémentaires.

A
Z
X

A est le nombre de nucléons, c'est-à-dire la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons.

X est le symbole de l'atome considéré.

Z est le numéro atomique, c'est-à-dire le nombre de protons.

Le nombre de neutrons N d'un atome est donné par la relation : $N = A - Z$.

Exemples :

- l'élément chimique hydrogène H comporte 1 proton et 0 neutron (soit 1 nucléon) dans son noyau. Sa représentation est donc : 1_1H ;
- l'élément chimique oxygène O comporte 8 protons et 8 neutrons (soit 16 nucléons) dans son noyau. Sa représentation est donc : ${}^{16}_8O$.

Remarque 1 :

Des atomes ou des ions qui ont le même numéro atomique Z , mais des nombres de nucléons différents sont appelés isotopes.

Ainsi, les isotopes ont le même nombre de protons, mais des nombres de neutrons différents : ${}^{63}_{29}Cu$ et ${}^{65}_{29}Cu$ sont des isotopes.

Remarque 2 :

La masse d'un proton m_p et la masse d'un neutron m_n sont voisines. On écrit alors : $m_p \approx m_n = m_{nucléon} = 1,67 \times 10^{-27} kg$.

La masse d'un électron, notée m_e a pour valeur $9,11 \times 10^{-31} kg$, étant environ 2 000 fois plus petite que celle d'un nucléon.

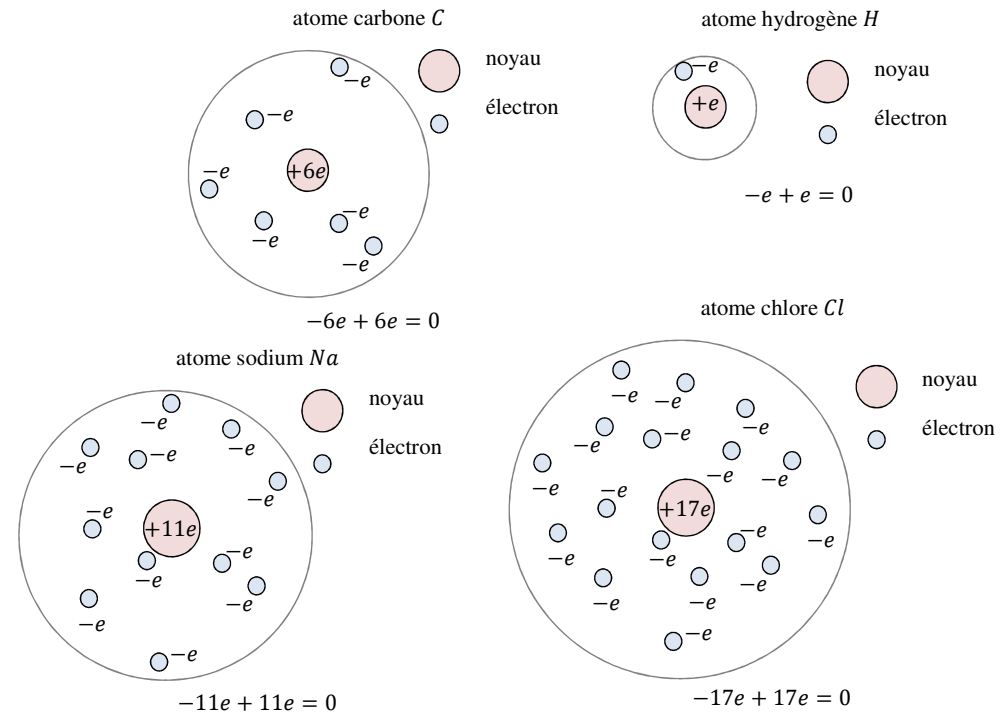
Le noyau comportant A nucléons de masse m_n chacun, on en déduit :

$$m = A \times m_{nucléon} = A \times m_n$$

Remarque 3 :

Il n'y a aucun lien entre le nombre de protons et le nombre de neutrons contenu dans un noyau.

f) La charge électrique de l'atome



Un atome n'est ni positif, ni négatif : il est électriquement neutre.

Le nombre de charges positives élémentaires portées par le noyau d'un atome est donc égale au nombre de charges négatives élémentaires présentes dans le cortège électronique, c'est-à-dire au nombre d'électrons.

La charge positive du noyau est opposée à l'ensemble des charges négatives des électrons.

Quelques exemples :

Elément chimique	Symbole	Nombre d'électrons	Nombre de protons
hydrogène	<i>H</i>	1	1
carbone	<i>C</i>	6	6
oxygène	<i>O</i>	8	8
aluminium	<i>Al</i>	13	13
chlore	<i>Cl</i>	17	17
fer	<i>Fe</i>	26	26
cuiivre	<i>Cu</i>	29	29
zinc	<i>Zn</i>	30	30
or	<i>Au</i>	79	79

Remarque :

Dès l'instant où le nombre de charges positives n'est pas égal au nombre de charges négatives, on obtient un ion chargé positivement ou négativement.

g) Récapitulatif

Un atome est constitué d'un noyau (protons chargés positivement et neutrons non chargés), entouré d'électrons chargés négativement.

Un atome est électriquement neutre.

Par conséquent, un atome contient autant de protons que d'électrons, Z.

La structure d'un atome est dite lacunaire ; autrement dit, essentiellement constitué de vide.

La masse m d'un atome est pratiquement égale à celle de son noyau.

2) Répartition des électrons en couches

a) Les couches électroniques

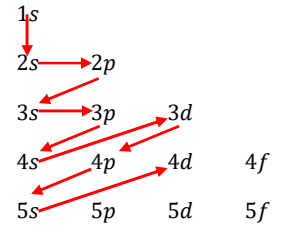
En 1913, Niels Bohr propose un modèle atomique dans lequel les électrons se répartissent en couches électroniques dans l'état de plus basse énergie (fondamental).

Chaque couche électronique comporte des sous-couches, notée s et p, contenant chacune un nombre limité d'électrons :

Couche	Sous-couche	Nombre maximal d'électrons
1	1s	2
2	2s	2
	2p	6
3	3s	2
	3p	6

b) Remplissage en couche

Les électrons se répartissent sur les différentes couches électroniques selon des règles de remplissage précises appelées règles de Klechkowski.



Remarque :

Le remplissage se fait sur la n - ième couche selon 2n².

Les électrons remplissent progressivement les couches électroniques jusqu'au nombre maximal d'électrons qu'elle peut contenir, il y a saturation. On remplit ainsi d'abord la couche 1, puis la couche 2 et pour finir la couche 3.

c) Configuration électronique d'un atome

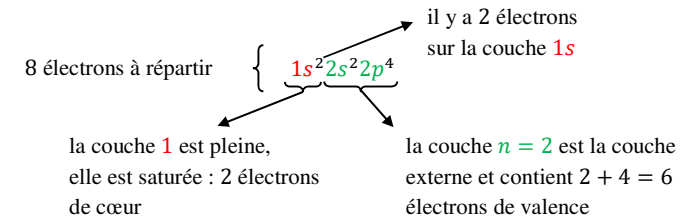
La configuration électronique d'un atome dans son état fondamental indique la répartition des électrons en précisant le numéro de la couche n suivi du nom de la sous-couche s ou p, puis du nombre d'électrons dans cette sous-couche.

La dernière couche de la structure électronique contenant des électrons est appelée **couche externe** : ce sont les électrons de valence.

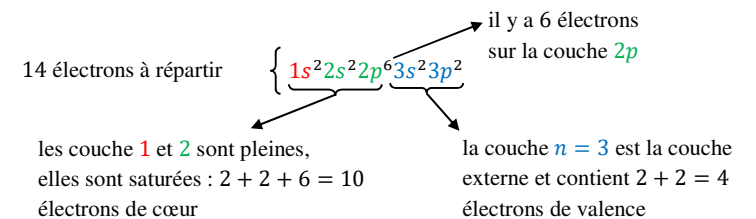
Les autres couches occupées par des électrons sont nommées **couches internes** : ce sont les électrons de cœur.

Exemples :

- la configuration de l'atome d'oxygène ¹⁶O (Z = 8) dans l'état fondamental, qui contient 8 électrons est de :



- la configuration de l'atome de silicium ²⁸Si (Z = 14) dans l'état fondamental, qui contient 14 électrons est de :



Remarque :

Les électrons de valence d'un atome sont responsables de sa réactivité chimique.

Ce nombre, extrêmement grand est difficile à mesurer avec précision.

Pour faciliter ce décompte, les « entités » sont regroupées en « paquets », appelés « moles ».

Remarque :

L'étude faite avec des atomes peut se généraliser à celle des molécules ou encore des ions. C'est pourquoi on utilisera le terme « entités chimiques » regroupant les molécules, les atomes, les ions etc.

b) La mole : unité de quantité de matière

Pour faciliter le comptage d'un grand nombre d'objets identiques (feuilles de papier, agrafes, grains de riz etc.), ceux-ci sont regroupés en paquets.

De la même manière, en chimie, les atomes, les molécules, les ions etc. sont regroupés en « paquets de matière ».

Les chimistes et les physiciens utilisent une grandeur adaptée à leur échelle appelée quantité de matière, notée n dont l'unité est la mole, de symbole « mol ».

Une mole d'entités est un « paquet » de $6,02 \times 10^{23}$ entités.

On peut aussi utiliser des sous-multiples de la mole :

- la millimole ($mmol$) telle que : $1 mmol = 10^{-3} mol$;
- la micromole (μmol) telle que : $1 \mu mol = 10^{-6} mol$.

c) La constante d'Avogadro

D'après la définition de la mole, le nombre N d'entités dans un système chimique est proportionnel à la quantité de matière n de ce dernier tel que :

$N = n \times N_A$	$\left \begin{array}{l} N \text{ sans unité} \\ n \text{ en mol} \\ N_A \text{ en mol}^{-1} \end{array} \right.$
--------------------	---

N_A représente le nombre d'entités par mole, appelée constante d'Avogadro, et a pour valeur $N_A = 6,02 \times 10^{23} mol^{-1}$.

Remarque :

L'unité mol^{-1} signifie qu'il y a $6,02 \times 10^{23}$ entités par mole.

Autrement dit, dans un paquet de matière, on trouve $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Exemples :

- ainsi, 2 moles de molécules de diiode correspondent à $12,04 \times 10^{23}$ de molécules de diiode ;
- dans $n = 1,25 mol$ de carbone, il y a $N = 1,25 \times 6,02 \times 10^{23} = 7,53 \times 10^{23}$ atomes de carbone ;

- dans le mousqueton étudié précédemment, le nombre d'atomes d'aluminium était $N \approx 9,1 \times 10^{23}$.

On détermine la quantité de matière en aluminium contenu dans l'échantillon :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{9,1 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} \approx 1,5 mol.$$

d) Récapitulatif

La quantité de matière est une grandeur qui correspond au nombre d'atomes, d'ions ou de molécules identiques contenus dans un échantillon.

Elle est généralement notée avec la lettre n .

Son unité est la mole, de symbole mol .

Une mole de molécules (ou d'ions ou d'atomes) est un ensemble de $6,02 \times 10^{23}$ molécules (ou ions ou atomes) identiques.

Cette constante universelle est la constante d'Avogadro, notée N_A dont l'unité est mol^{-1} .

2) De la masse molaire à la quantité de matière

a) Masse molaire atomique

Par définition, la masse d'une mole d'atomes de carbone 12 (isotope $^{12}_6C$), qui contient 12 nucléons, est égale à 12,00 g.

En réalité, un échantillon d'atomes d'un même élément à l'état naturel est presque toujours un mélange d'isotopes qui, par définition, ont des nombres de nucléons A différents, donc des masses différentes.

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément à l'état naturel, c'est-à-dire compte tenu de tous les isotopes et de leur abondance relative.

Pour un élément X , elle se note M_X , et s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$.

Remarque :

Les masses molaires atomiques sont indiquées dans la classification périodique des éléments. Elles sont souvent données avec une décimale, mais elles sont en réalité connues avec une grande précision.

Exemple :

Dans un échantillon d'atomes de cuivre (Cu), à l'état naturel, on trouve 69,1 % de l'isotope $^{63}_{29}Cu$ et 30,9 % de l'isotope $^{65}_{29}Cu$.

La masse molaire de l'élément cuivre est par conséquent :

$$M_{Cu} = 0,691 \times 63 + 0,309 \times 65 = 63,6 g \cdot mol^{-1}$$

La masse molaire de l'élément chimique cuivre (Cu) est $M_{Cu} = 63,6 g \cdot mol^{-1}$.

b) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique moléculaire est la masse d'une mole de ses molécules.

Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes présents dans la molécule et s'exprime également en $g \cdot mol^{-1}$.

Exemple :

L'urée a pour formule brute CH_4N_2O .

Les masses molaires des éléments sont de $M_C = 12,0 g \cdot mol^{-1}$ pour le carbone, de $M_H = 1,0 g \cdot mol^{-1}$ pour l'hydrogène, de $M_N = 14,0 g \cdot mol^{-1}$ pour l'azote et $M_O = 16,0 g \cdot mol^{-1}$ pour l'oxygène, on en déduit :

$$\begin{aligned} M_{CH_4N_2O} &= M_C + 4 \times M_H + 2 \times M_N + M_O \\ M_{CH_4N_2O} &= 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 14,0 + 16,0 \\ M_{CH_4N_2O} &= 60,0 g \cdot mol^{-1} \end{aligned}$$

La masse molaire d'une molécule d'urée est $M_{CH_4N_2O} = 60,0 g \cdot mol^{-1}$.

c) Masse molaire ionique

La masse molaire d'un ion monoatomique est la masse d'une mole de cet ion et s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$.

La masse des électrons étant négligeable devant celle de l'atome, on considère que la masse molaire d'un ion monoatomique est égale à la masse molaire atomique de l'élément correspondant.

Exemple :

L'atome de chlore a une masse molaire de $M_{Cl} = 35,5 g \cdot mol^{-1}$ et donne en solution aqueuse l'ion $Cl_{(aq)}^-$.

La masse molaire de l'ion $Cl_{(aq)}^-$ est donc de $35,5 g \cdot mol^{-1}$ également.

Ceci se généralise aux ions polyatomiques.

La masse molaire d'un ion polyatomique est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments présents dans l'ion.

Exemple :

L'ion permanganate en solution aqueuse a pour formule MnO_4^- (aq).

Les masses molaires des éléments sont de $M_{Mn} = 54,9 g \cdot mol^{-1}$ pour le manganèse et de $M_O = 16,0 g \cdot mol^{-1}$ pour l'oxygène, on en déduit :

$$\begin{aligned} M_{MnO_4^-} &= M_{Mn} + 4 \times M_O \\ M_{MnO_4^-} &= 54,9 + 4 \times 16,0 \\ M_{MnO_4^-} &= 118,9 g \cdot mol^{-1} \end{aligned}$$



La masse molaire de l'ion permanganate est $M_{MnO_4^-} = 118,9 g \cdot mol^{-1}$.

d) Relation entre masse et quantité de matière

D'après la définition de la masse molaire M , la masse m d'un échantillon d'une espèce chimique et la quantité de matière n correspondante sont reliées par la relation :

$$m = n \times M \quad \left| \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ m \text{ en g} \\ M \text{ en } g \cdot mol^{-1} \end{array} \right.$$

Exemple :

La quantité de matière contenue dans 5,0 g d'eau de masse molaire $M_{H_2O} = 18,0 g \cdot mol^{-1}$ est de :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{5,0}{18,0} \approx 0,28 \text{ mol}$$

La quantité de matière contenue dans 5,0 g d'eau est environ $n_{H_2O} \approx 0,28 \text{ mol}$.

e) Cas des liquides purs

Compte tenu de l'expression de la masse volumique ($m = \rho \times V$), il est possible de déterminer la quantité n d'entités dans un échantillon de masse m , constitué d'une espèce de masse volumique ρ et de masse molaire M , est :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} \quad \left| \begin{array}{ll} n \text{ en mol} & V \text{ en L} \\ m \text{ en g} & \rho \text{ en } g \cdot L^{-1} \\ M \text{ en } g \cdot mol^{-1} & \end{array} \right.$$

Remarque :

Les précautions à prendre sont celles des unités des différentes grandeurs.

L'expression littérale de la quantité de matière sera la même si l'on exprime ρ en $kg \cdot L^{-1}$ et V en L par exemple.

e) Récapitulatif

La masse d'une mole d'atomes, d'ions ou de molécules identiques, est appelée masse molaire, et est notée M .

Son unité est le gramme par mole, notée $g \cdot mol^{-1}$.

La masse molaire se calcule de différentes façons :

- la masse molaire d'un atome est donnée dans la classification périodique. C'est aussi la masse d'un seul atome multipliée par la constante d'Avogadro ;
- la masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires des atomes qui la constitue ;
- la masse molaire d'un ion monoatomique est la même que celle de l'atome correspondant.

ANNEXES

EXPLOSION D'ETOILE

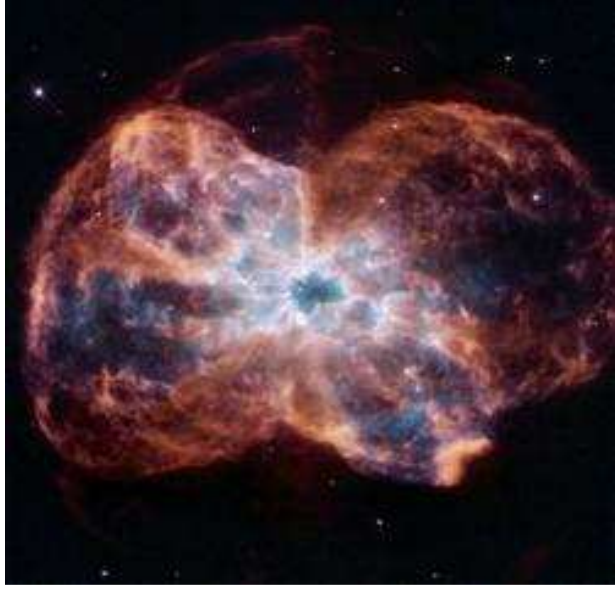
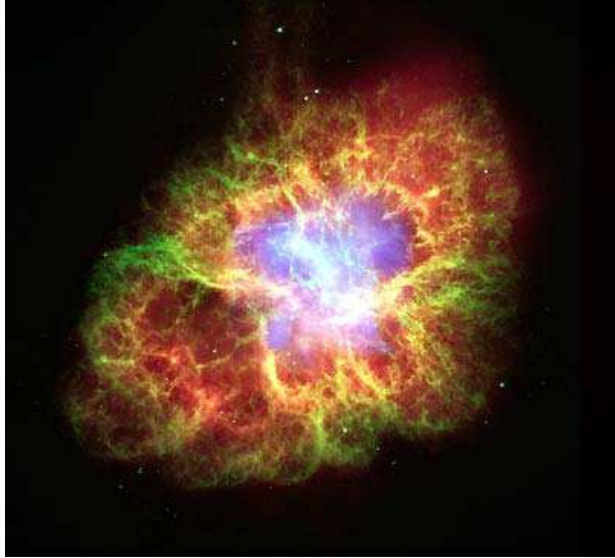


TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS

AZ

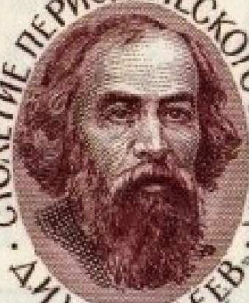
1	1	IA	1.0079	H	HYDROGENE	1	18	4	9.0122	Be	BERYLLIUM	2	2	IIA	4.0026	He	HELIUM
2	3	IA	6.941	Li	LITHIUM	3	13	4	9.0122	Be	BERYLLIUM	4	10	IIA	12.011	B	BORE
3	4	IA	20.018	Li	LITHIUM	4	14	5	10.811	C	CARBONE	5	11	IIA	12.011	C	CARBONE
4	5	IA	39.098	Na	SODIUM	5	15	6	10.811	C	CARBONE	6	12	IIA	12.011	N	AZOTE
5	6	IA	39.098	Na	SODIUM	6	16	7	10.811	C	CARBONE	7	13	IIA	12.011	O	OXYGENE
6	7	IA	39.098	Na	SODIUM	7	17	8	10.811	C	CARBONE	8	14	IIA	12.011	F	FLUOR
7	8	IA	39.098	Na	SODIUM	8	18	9	10.811	C	CARBONE	9	15	IIA	12.011	Ne	NEON
8	9	IA	39.098	Na	SODIUM	9	19	10	10.811	C	CARBONE	10	16	IIA	12.011	Ne	NEON
9	10	IA	39.098	Na	SODIUM	10	20	11	10.811	C	CARBONE	11	17	IIA	12.011	Ne	NEON
10	11	IA	39.098	Na	SODIUM	11	21	12	10.811	C	CARBONE	12	18	IIA	12.011	Ne	NEON
11	12	IA	39.098	Na	SODIUM	12	22	13	10.811	C	CARBONE	13	19	IIA	12.011	Ne	NEON
12	13	IA	39.098	Na	SODIUM	13	23	14	10.811	C	CARBONE	14	20	IIA	12.011	Ne	NEON
13	14	IA	39.098	Na	SODIUM	14	24	15	10.811	C	CARBONE	15	21	IIA	12.011	Ne	NEON
14	15	IA	39.098	Na	SODIUM	15	25	16	10.811	C	CARBONE	16	22	IIA	12.011	Ne	NEON
15	16	IA	39.098	Na	SODIUM	16	26	17	10.811	C	CARBONE	17	23	IIA	12.011	Ne	NEON
16	17	IA	39.098	Na	SODIUM	17	27	18	10.811	C	CARBONE	18	24	IIA	12.011	Ne	NEON
17	18	IA	39.098	Na	SODIUM	18	28	19	10.811	C	CARBONE	19	25	IIA	12.011	Ne	NEON
18	19	IA	39.098	Na	SODIUM	19	29	20	10.811	C	CARBONE	20	26	IIA	12.011	Ne	NEON
19	20	IA	39.098	Na	SODIUM	20	30	21	10.811	C	CARBONE	21	27	IIA	12.011	Ne	NEON
20	21	IA	39.098	Na	SODIUM	21	31	22	10.811	C	CARBONE	22	28	IIA	12.011	Ne	NEON
21	22	IA	39.098	Na	SODIUM	22	32	23	10.811	C	CARBONE	23	29	IIA	12.011	Ne	NEON
22	23	IA	39.098	Na	SODIUM	23	33	24	10.811	C	CARBONE	24	30	IIA	12.011	Ne	NEON
23	24	IA	39.098	Na	SODIUM	24	34	25	10.811	C	CARBONE	25	31	IIA	12.011	Ne	NEON
24	25	IA	39.098	Na	SODIUM	25	35	26	10.811	C	CARBONE	26	32	IIA	12.011	Ne	NEON
25	26	IA	39.098	Na	SODIUM	26	36	27	10.811	C	CARBONE	27	33	IIA	12.011	Ne	NEON
26	27	IA	39.098	Na	SODIUM	27	37	28	10.811	C	CARBONE	28	34	IIA	12.011	Ne	NEON
27	28	IA	39.098	Na	SODIUM	28	38	29	10.811	C	CARBONE	29	35	IIA	12.011	Ne	NEON
28	29	IA	39.098	Na	SODIUM	29	39	30	10.811	C	CARBONE	30	36	IIA	12.011	Ne	NEON
29	30	IA	39.098	Na	SODIUM	30	40	31	10.811	C	CARBONE	31	37	IIA	12.011	Ne	NEON
30	31	IA	39.098	Na	SODIUM	31	41	32	10.811	C	CARBONE	32	38	IIA	12.011	Ne	NEON
31	32	IA	39.098	Na	SODIUM	32	42	33	10.811	C	CARBONE	33	39	IIA	12.011	Ne	NEON
32	33	IA	39.098	Na	SODIUM	33	43	34	10.811	C	CARBONE	34	40	IIA	12.011	Ne	NEON
33	34	IA	39.098	Na	SODIUM	34	44	35	10.811	C	CARBONE	35	41	IIA	12.011	Ne	NEON
34	35	IA	39.098	Na	SODIUM	35	45	36	10.811	C	CARBONE	36	42	IIA	12.011	Ne	NEON
35	36	IA	39.098	Na	SODIUM	36	46	37	10.811	C	CARBONE	37	43	IIA	12.011	Ne	NEON
36	37	IA	39.098	Na	SODIUM	37	47	38	10.811	C	CARBONE	38	44	IIA	12.011	Ne	NEON
37	38	IA	39.098	Na	SODIUM	38	48	39	10.811	C	CARBONE	39	45	IIA	12.011	Ne	NEON
38	39	IA	39.098	Na	SODIUM	39	49	40	10.811	C	CARBONE	40	46	IIA	12.011	Ne	NEON
39	40	IA	39.098	Na	SODIUM	40	50	41	10.811	C	CARBONE	41	47	IIA	12.011	Ne	NEON
40	41	IA	39.098	Na	SODIUM	41	51	42	10.811	C	CARBONE	42	48	IIA	12.011	Ne	NEON
41	42	IA	39.098	Na	SODIUM	42	52	43	10.811	C	CARBONE	43	49	IIA	12.011	Ne	NEON
42	43	IA	39.098	Na	SODIUM	43	53	44	10.811	C	CARBONE	44	50	IIA	12.011	Ne	NEON
43	44	IA	39.098	Na	SODIUM	44	54	45	10.811	C	CARBONE	45	51	IIA	12.011	Ne	NEON
44	45	IA	39.098	Na	SODIUM	45	55	46	10.811	C	CARBONE	46	52	IIA	12.011	Ne	NEON
45	46	IA	39.098	Na	SODIUM	46	56	47	10.811	C	CARBONE	47	53	IIA	12.011	Ne	NEON
46	47	IA	39.098	Na	SODIUM	47	57	48	10.811	C	CARBONE	48	54	IIA	12.011	Ne	NEON
47	48	IA	39.098	Na	SODIUM	48	58	49	10.811	C	CARBONE	49	55	IIA	12.011	Ne	NEON
48	49	IA	39.098	Na	SODIUM	49	59	50	10.811	C	CARBONE	50	56	IIA	12.011	Ne	NEON
49	50	IA	39.098	Na	SODIUM	50	60	51	10.811	C	CARBONE	51	57	IIA	12.011	Ne	NEON
50	51	IA	39.098	Na	SODIUM	51	61	52	10.811	C	CARBONE	52	58	IIA	12.011	Ne	NEON
51	52	IA	39.098	Na	SODIUM	52	62	53	10.811	C	CARBONE	53	59	IIA	12.011	Ne	NEON
52	53	IA	39.098	Na	SODIUM	53	63	54	10.811	C	CARBONE	54	60	IIA	12.011	Ne	NEON
53	54	IA	39.098	Na	SODIUM	54	64	55	10.811	C	CARBONE	55	61	IIA	12.011	Ne	NEON
54	55	IA	39.098	Na	SODIUM	55	65	56	10.811	C	CARBONE	56	62	IIA	12.011	Ne	NEON
55	56	IA	39.098	Na	SODIUM	56	66	57	10.811	C	CARBONE	57	63	IIA	12.011	Ne	NEON
56	57	IA	39.098	Na	SODIUM	57	67	58	10.811	C	CARBONE	58	64	IIA	12.011	Ne	NEON
57	58	IA	39.098	Na	SODIUM	58	68	59	10.811	C	CARBONE	59	65	IIA	12.011	Ne	NEON
58	59	IA	39.098	Na	SODIUM	59	69	60	10.811	C	CARBONE	60	66	IIA	12.011	Ne	NEON
59	60	IA	39.098	Na	SODIUM	60	70	61	10.811	C	CARBONE	61	67	IIA	12.011	Ne	NEON
60	61	IA	39.098	Na	SODIUM	61	71	62	10.811	C	CARBONE	62	68	IIA	12.011	Ne	NEON
61	62	IA	39.098	Na	SODIUM	62	72	63	10.811	C	CARBONE	63	69	IIA	12.011	Ne	NEON
62	63	IA	39.098	Na	SODIUM	63	73	64	10.811	C	CARBONE	64	70	IIA	12.011	Ne	NEON
63	64	IA	39.098	Na	SODIUM	64	74	65	10.811	C	CARBONE	65	71	IIA	12.011	Ne	NEON
64	65	IA	39.098	Na	SODIUM	65	75	66	10.811	C	CARBONE	66	72	IIA	12.011	Ne	NEON
65	66	IA	39.098	Na	SODIUM	66	76	67	10.811	C	CARBONE	67	73	IIA	12.011	Ne	NEON
66	67	IA	39.098	Na	SODIUM	67	77	68	10.811	C	CARBONE	68	74	IIA	12.011	Ne	NEON
67	68	IA	39.098	Na	SODIUM	68	78	69	10.811	C	CARBONE	69	75	IIA	12.011	Ne	NEON
68	69	IA	39.098	Na	SODIUM	69	79	70	10.811	C	CARBONE	70	76	IIA	12.011	Ne	NEON
69	70	IA	39.098	Na	SODIUM	70	80	71	10.811	C	CARBONE	71	77	IIA	12.011	Ne	NEON
70	71	IA	39.098	Na	SODIUM	71	81	72	10.811	C	CARBONE	72	78	IIA	12.011	Ne	NEON
71	72	IA	39.098	Na	SODIUM	72	82	73	10.811	C	CARBONE	73	79	IIA	12.011	Ne	NEON
72	73	IA	39.098	Na	SODIUM	73	83	74	10.811	C	CARBONE	74	80	IIA	12.011	Ne	NEON
73	74	IA	39.098	Na	SODIUM	74	84	75	10.811	C	CARBONE	75	81	IIA	12.011	Ne	NEON
74	75	IA	39.098	Na	SODIUM	75	85	76	10.811	C	CARBONE	76	82	IIA	12.011	Ne	NEON
75	76	IA	39.098	Na	SODIUM	76	86	77	10.811	C	CARBONE	77	83	IIA	12.011	Ne	NEON
76	77	IA	39.098	Na	SODIUM	77	87	78	10.811	C	CARBONE	78	84	IIA	12.011		

Оубина ~~свекли~~ ~~двечетно~~,
 основана на ~~атомна~~ ~~теорија~~ (Годенберг),
 Д. Менделеев.

Fr=50	Zr=90	?=100
V=51	Ni=94	Sn=182
Ce=52	Mo=96	W=186
Mg=55	Rh=104	Pt=197.4
Fe=56	Ro=104	Ir=198
Ni-Co=57	Pl=108.6	Os=199

H=1	?=8	?=22	Cu=63.4	Ag=108	Hg=200
H=1	Be=9.4	Mg=24	Zn=65.2	Co=58	...
	Al=11	Si=28.4	?=68	Mn=55	Ni=58.7
				70	Fr=118
				72	Fr=122
				74	Fr=128?
				80	Fr=127
				85.4	Ca=133
				87.6	Ba=137
					Pl=204
					Pb=207

18 $\frac{II}{17}$ 69.



СТОЛЕТИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА
 Д. МЕНДЕЛЕЕВ

1969

ПОЧТА СССР

206 33



CARTE MENTALE

