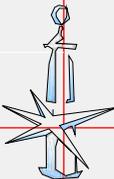


## introduction à la chimie

- Composés, éléments, atomes, ... Lavoisier, Dalton, ...
  - L'atome: électrons, noyau
  - La réaction chimique
  - Périodicité des Propriétés des éléments
  - Le spectre d'émission atomique
  - Energies d'ionisation
  - La distribution des électrons, nombres quantiques
  - Le tableau périodique
- quantification des niveaux d'énergie



## Composés, éléments, atomes, ...

- La plupart des substances qu'on rencontre dans la nature sont des mélanges
- Toute substance qui ne peut être décomposée en substances plus simples est appelée élément.
- 108 éléments chimiques.  
40 éléments = 99.99 % de la nature  
10 éléments = 99 % en masse de croûte terrestre + océans + atmosphère
- Éléments = deux grandes classes = métaux et non-métaux

### métaux

Sodium, Magnésium, Fer, ...

'éclat métallique' 'metallic luster'

faciles à mettre en forme

malléables

bons conducteurs de l'électricité

### non-métaux

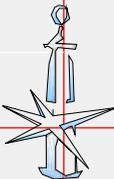
Azote, Fluor, Chlore, Arsenic, ...

souvent gazeux

difficiles à mettre en forme

–

mauvais conducteurs de l'électricité



Lavoisier 1775-80

réaction chimique

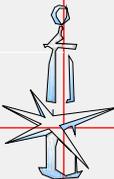
masse des produits = masse des réactifs

Loi des proportions définies

Proust, Dalton

Gay-Lussac, 1808

Dans une substance composée donnée,  
les proportions entre les masses des différents éléments constitutifs sont constantes,  
quelle que soit la manière dont a été formée cette substance.



## Hypothèses de Base de la théorie atomique (Dalton)

la matière est composée de petites **particules indivisibles**

les **atomes** (in- sécable = a- tome)

- atomes d'un élément donné | même masse  *point de vue 'classique'*  
même chimie *moderne: Z*
- atomes de différents éléments | masse distincte  
comportement différent
- les composés chimiques sont constitués d'assemblages d'atomes de différents éléments  
molécule : une particule constituée de l'assemblage d'atomes différents

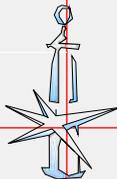
## Réaction Chimique

les atomes des molécules sont dissociés les uns des autres

ils se recombinent pour former d'autres molécules

aucun atome n'est créé ni détruit

les atomes eux mêmes ne sont pas modifiés



# Masse Atomique

## loi des proportions définies

Dans une substance composée donnée, les proportions entre les masses des différents éléments constitutifs sont constantes, quelle que soit la manière dont a été formée cette substance.

## hypothèse atomique

Un élément se caractérise par sa masse

Possibilité de définir une échelle relative des masses des éléments

Un élément pris comme référence (exemple : Hydrogène = 1)

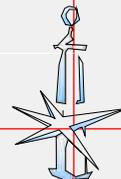


Définition des masses atomiques des éléments

ancienne échelle H=1 (escompté: à chaque élément, une masse entière)

nouvelle échelle C=12

cf définition d'une mole



Arc électrique produit dans un tube à décharge,  
déviation par un champ magnétique  
mesure de masse / charge

particules de masse trop faible pour être des atomes

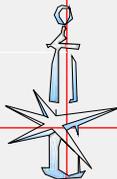
1/1840 la masse de l'atome d'hydrogène

ce ne sont pas des atomes,

→ ces particules (électrons) sont des constituants des atomes

neutralité de l'atome

→ existence de particules positives      protons

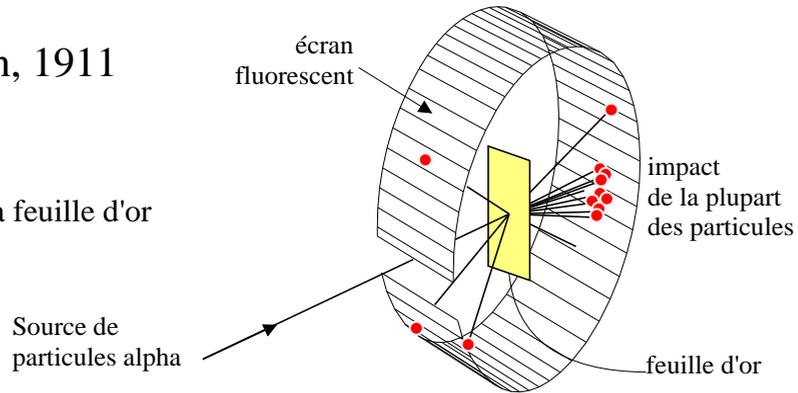


# Rutherford, notion de Noyau

L'essentiel de la masse d'un atome est concentrée dans son noyau

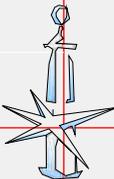
## Expérience de Rutherford et Marsden, 1911

l'essentiel des particules  
passe à travers la feuille d'or  
une partie est déviée



le Noyau, où se concentre la matière de l'atome,  
est 100 000 fois plus petit que l'atome

Atome = Noyau + Electrons,  
et beaucoup de vide ...



# Radioactivité

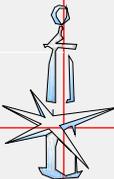
[ how Rutherford produces particles for his experience ? ]

Becquerel, 1890: l'Uranium est radioactif

désintégration naturelle des atomes avec production d'un rayonnement

trois types d'émissions

- particules **alpha** | charge positive  
(= 2 charges de l'électron) | = noyaux d'hélium 4  
masse = atome d'hélium
- particules **beta** = électrons
- rayonnement **gamma** = rayonnement X de haute énergie  
(= fréquence plus élevée que le X-ray)



## Le neutron (Chadwick, 1932)

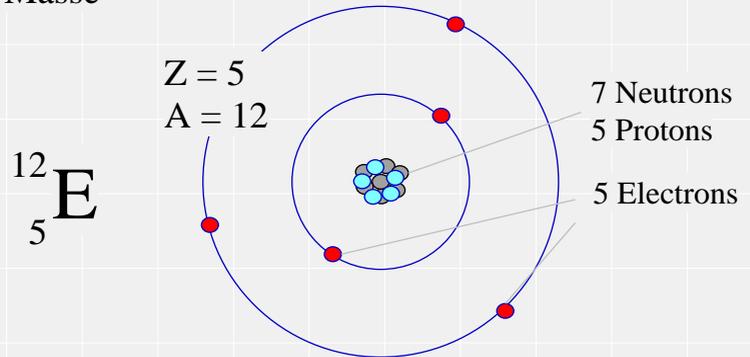
Noyau = Protons + Neutrons

$Z = \text{Nombre atomique} = \text{Nombre de protons} = \text{Nombre d'électrons}$

Chimie = Nombre de Protons

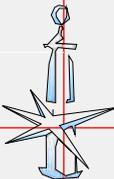
chaque élément est caractérisé par une valeur spécifique de  $Z$   
(1 pour l'hydrogène, 8 pour l'oxygène, ..., 92 pour l'uranium, ...)

Protons + Neutrons =  $A = \text{Nombre de Masse}$



protons et neutrons masses équivalentes  
électron masse négligeable

masse proton, ou masse neutron  
unité de masse atomique



# Isotopes

masse atomique du Carbone : 12

(?)? masse proportionnelle à Z ??

masse atomique du Fluor : 16

..., mais,

masse atomique du Chlore : 35.5 !!

la plupart des éléments sont des mélanges de différents isotopes =  
même nombre de protons (et d'électrons) et nombres de neutrons différents

Z (nombre atomique = nombre de protons) détermine la chimie de l'élément,  
mais les noyaux d'un élément donné peuvent ne pas avoir le même nombre de neutrons

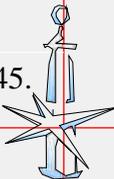
Exemples Hydrogène vs. Deutérium



Chlore-35 = 75.77 %

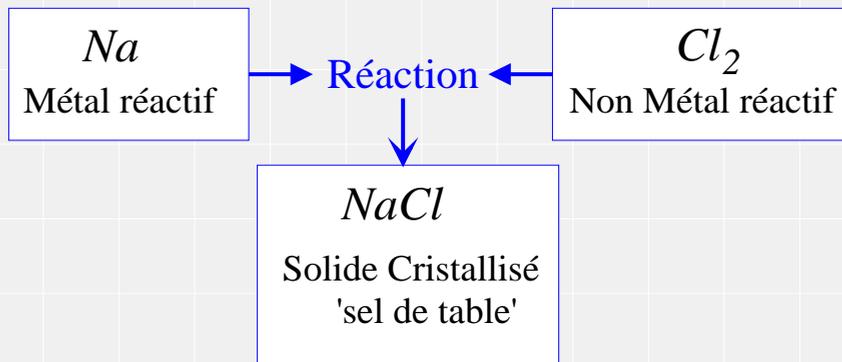
Chlore-37 = 24.23 %

Chlore =  $(75.77/100) \times 34.97 + 24.23 \times (36.97/100) = 35.45$ .



# Réaction Chimique

Exemple

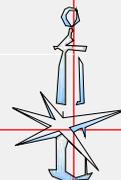


Conservation des masses

Loi de Lavoisier  
+ théorie atomique de Dalton

conservation des nombres d'atomes

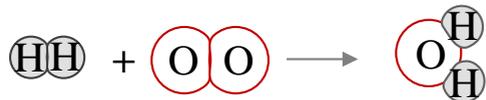
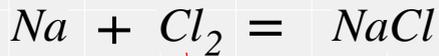
Une Réaction Chimique doit être 'équilibrée'



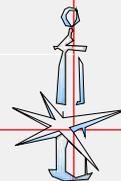
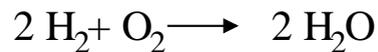
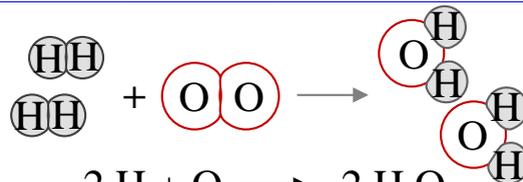
# Une Réaction Chimique doit être 'équilibrée'

'stoechiométrie'

'stoichiometry'



non 'équilibré'



## Les FAMILLES d'éléments

Exemple 1 : Sodium, Potassium, (Lithium, Rubidium, ...)

ALCALINS

métaux, légers, mous

fusion < 200°C

réaction spontanée avec Oxygène ou Eau

réaction violente avec le chlore:  $2 \text{ M} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{ MCl}$   
solide gaz solide

avec l'eau:  $2 \text{ Na} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{ NaOH} + \text{H}_2$

'sel'

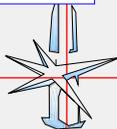
solution 'alcaline'

Exemple 2 : Chlore, Fluor, Brome, ...

HALOGENES

Exemple 3 : Magnésium, Calcium, (Strontium, Barium, ...)

ALCALINO-TERREUX



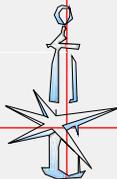
ranger les éléments suivant leur masse atomique

Périodicité

période

période

Masse	Élément	propriétés	Composé halogéné
6.9	Lithium	Métal très réactif	Li X
9	Beryllium	Métal réactif	Be X <sub>2</sub>
10.8	Bore	Semi métal	B X <sub>3</sub>
12	Carbone	Solide non métallique	C X <sub>4</sub>
14	Azote	Gaz diatomique	N X <sub>3</sub>
16	Oxygène	Gaz diatomique	O X <sub>2</sub>
19	Fluor	Gaz diatomique, très réactif	F X
20.2	Néon	Gaz monoatomique, inerte	n'existe pas
23	Sodium	Métal très réactif	Na X
24.3	Magnésium	Métal réactif	Mg X <sub>2</sub>
27	Aluminium	Métal	Al X <sub>3</sub>
28.1	Silicium	Semi métal	Si X <sub>4</sub>
31	Phosphore	Solide non métallique	P X <sub>3</sub>
32.1	Soufre	Solide non métallique	S X <sub>2</sub>
35.5	Chlore	Gaz diatomique, très réactif	Cl X
39.9	Argon	Gaz monoatomique, inerte	n'existe pas



# Mendeleïeff

ranger les éléments par périodes

placer l'un dessous l'autre les éléments comparables

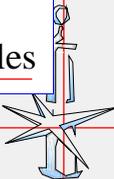
C5.1

1	2	3	4	5	6	7	8
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						

ALCALINS      ALCALINO-TERREUX      HALOGENES      GAZ RARES

période  
période  
période

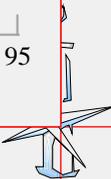
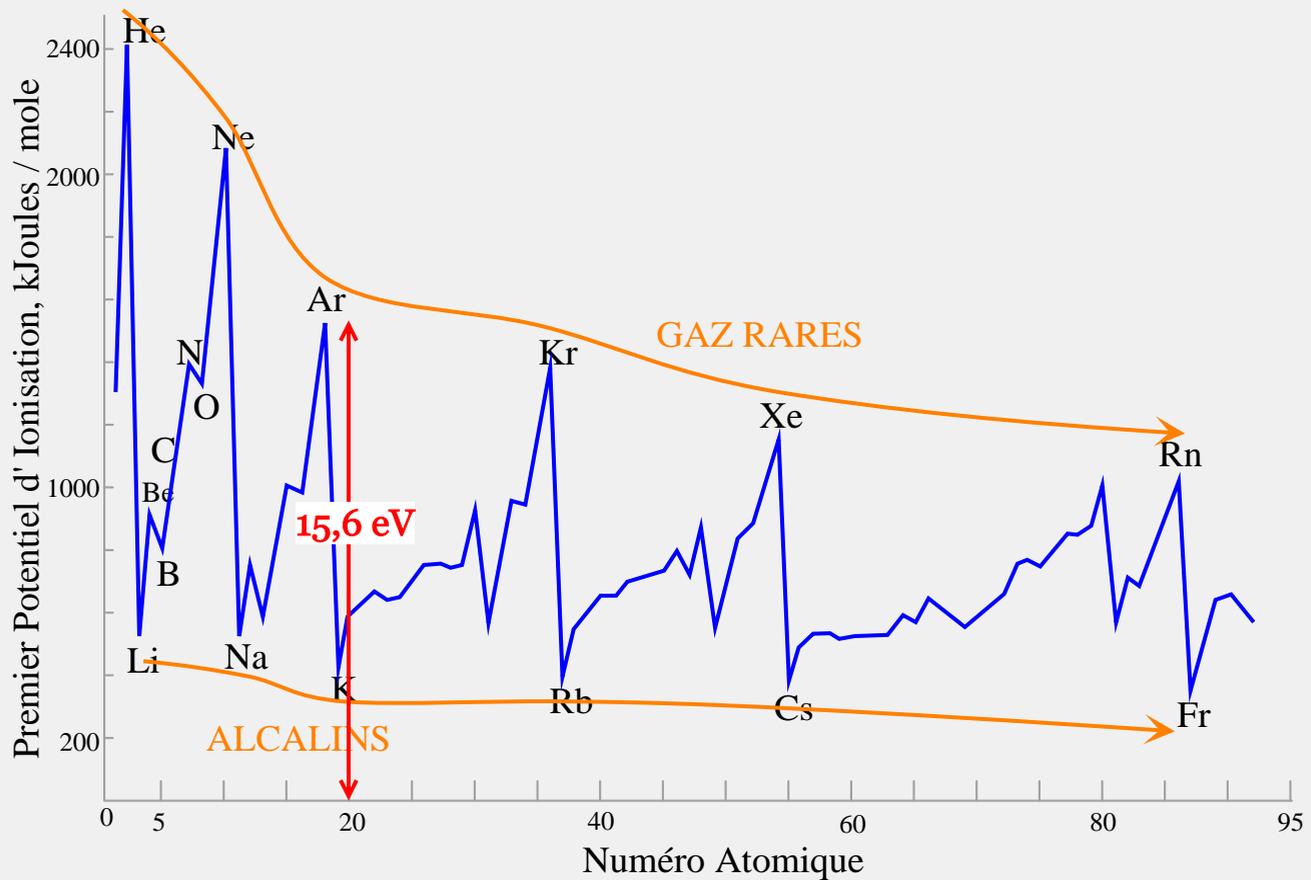
Les éléments d'une même colonne du tableau périodique ont des propriétés chimiques comparables



# Le premier potentiel d'ionisation en fonction du numéro atomique

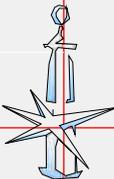
propriété Périodique

atomistique



# Mendeleieeff

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
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
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
55 Cs	56 Ba	57..71 <i>Ln</i>	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89..103 <i>Ac</i>															
		<i>Ln</i>	57 La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	71 Lu
		<i>Ac</i>	89 Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr



# métaux et non-métaux

H <sub>1</sub>																		He <sub>2</sub>						
Li <sub>3</sub>	Be <sub>4</sub>	métaux										semi-métaux			non-métaux				B <sub>5</sub>	C <sub>6</sub>	N <sub>7</sub>	O <sub>8</sub>	F <sub>9</sub>	Ne <sub>10</sub>
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar							
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr							
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe							
Cs	Ba	<i>Ln</i>	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn							
Fr	Ra	<i>Ac</i>																						
<i>Lanthanides</i>		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu								
<i>Actinides</i>		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr								

## métaux

Sodium, Magnésium, Fer, ...  
 'éclat métallique'      'metallic luster'  
 faciles à mettre en forme  
 malléables  
 bons conducteurs de l'électricité

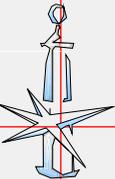
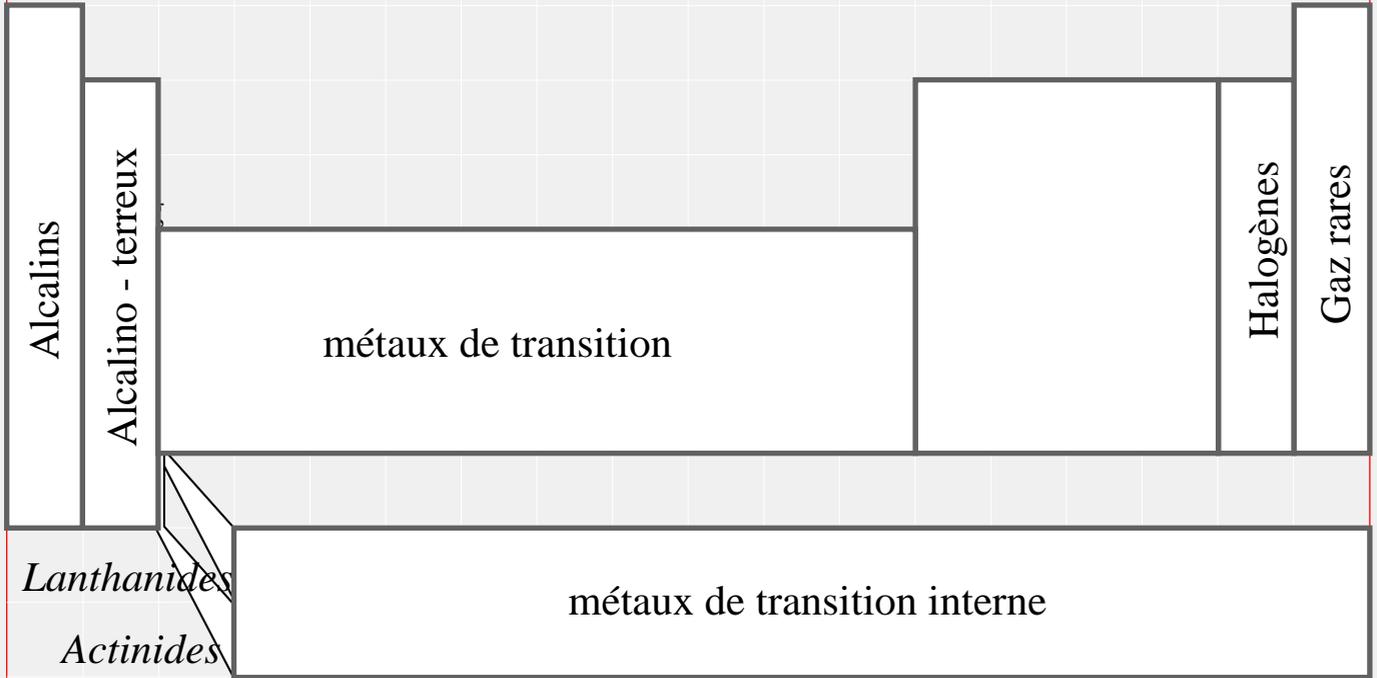
## non-métaux

Azote, Fluor, Chlore, Arsenic, ...  
 souvent gazeux  
 difficiles à mettre en forme  
 mauvais conducteurs de l'électricité





# Principaux groupes du Tableau Périodique



▷ Planck : le rayonnement du corps noir

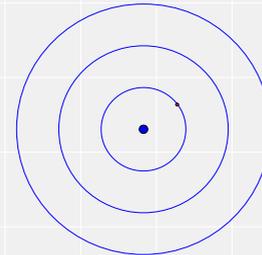
émission de lumière par un solide porté à haute température (noir ... rouge ... blanc)  
émission discontinue, sous forme de 'grains' d'énergie,  $E = h \cdot \underline{\nu}$

▷ Einstein: l'effet photoélectrique

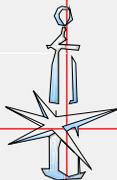
le photon, un grain de lumière, d'énergie  $E = h \cdot \underline{\nu}$   
nature *corpusculaire* de la lumière

▷ Bohr: un modèle 'planétaire' de l'atome d'hydrogène

un nombre défini d'orbites stationnaires

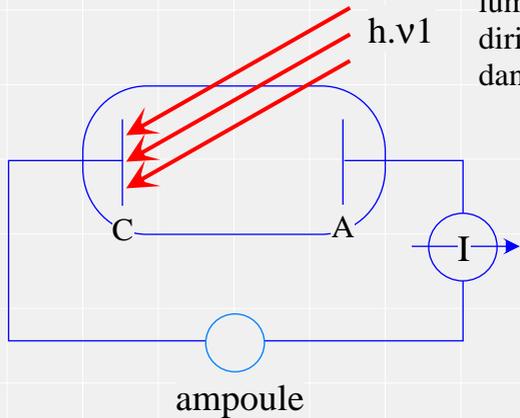


▷ Schrödinger, l'équation 'centrale' de la mécanique quantique



# l'effet PhotoElectrique. 1

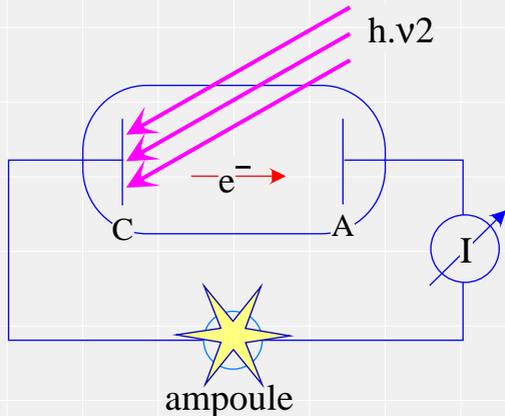
Hertz, 1887 (Hallwachs, 1888, Lenard, 1902, ...) — atomistique



lumière monochromatique  
dirigée sur plaque métal C  
dans un tube sous vide

$$V_1 < V_0$$

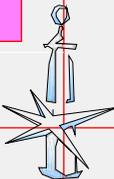
$V_0$  = fréquence caractéristique du métal utilisé



interprétation

à partir d'un certain seuil,  
le rayonnement est  
suffisamment énergétique  
pour arracher des électrons  
au métal

➤ apparition d'un phénomène discontinu



## l'effet PhotoElectrique. 2

Hertz, 1887 (Hallwachs, 1888, Lenard, 1902, ...)

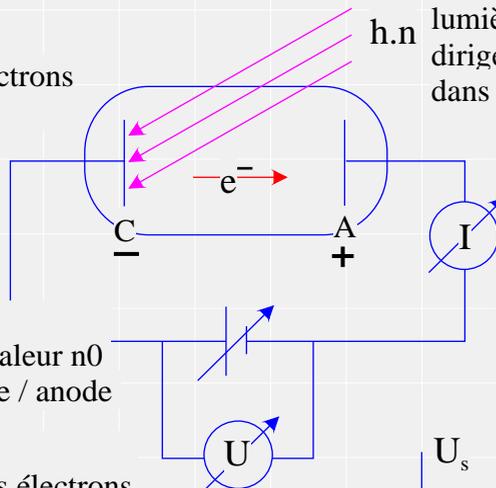
quantitatif: Millikan, 1916

### Conditions

A: anode portée à voltage  $U <$  cathode

$U$  : champ électrique pour repousser électrons qui tendraient à quitter C

si C émet des électrons  
I détecte un courant



$h.n$  lumière monochromatique dirigée sur photocathode C dans un tube sous vide

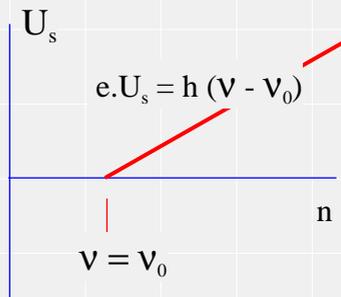
### Résultats

un courant apparaît à partir du moment où l'on dépasse une valeur  $n_0$  qui est fonction du matériau de la cathode / anode

en faisant varier  $U$   
on peut déterminer l'énergie cinétique des électrons

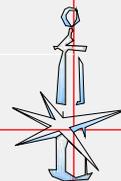
le voltage  $U_s$  qui "stoppe" le courant est une fonction linéaire de la fréquence  $n$  de la lumière

quand l'énergie cinétique de l'électron est inférieure à l'énergie potentielle du champ électrique,  $e.U_s$ , le courant ne passe plus



### bilan énergétique

$$\text{énergie incidente } h.n = \text{énergie d'ionisation } h.n_0 + \text{énergie cinétique } e.U_s$$

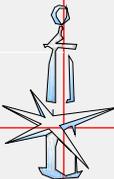
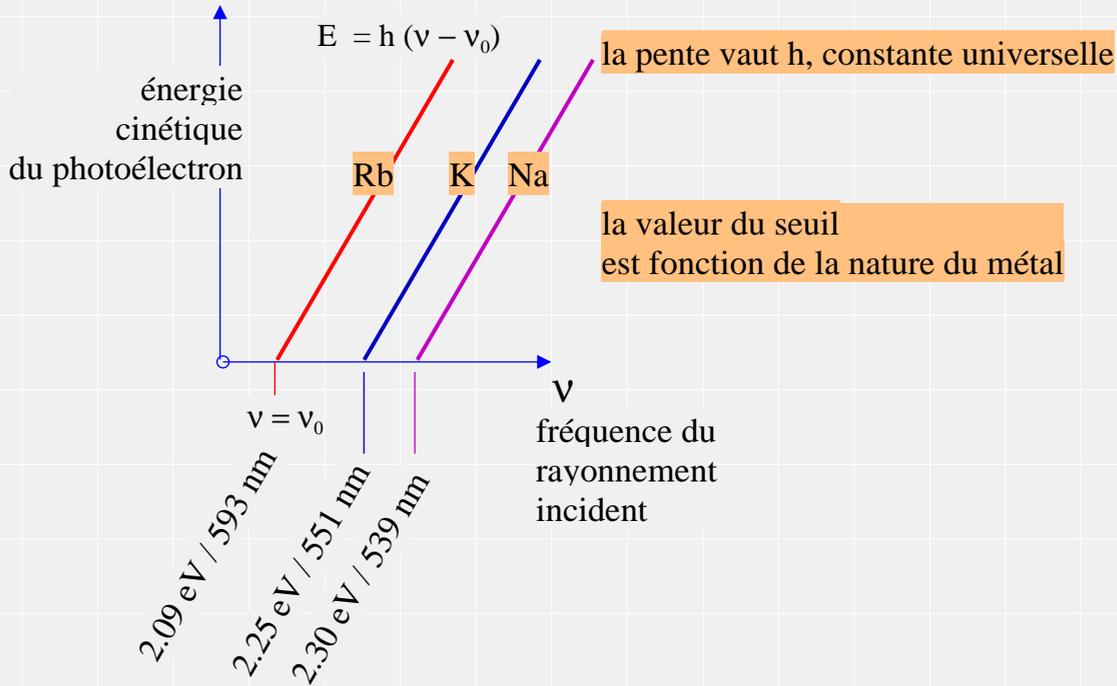


# l'effet PhotoElectrique. 3

bilan énergétique

$$h \cdot \nu = h\nu_0 + e \cdot U_s$$

énergie incidente = énergie d'ionisation + énergie cinétique

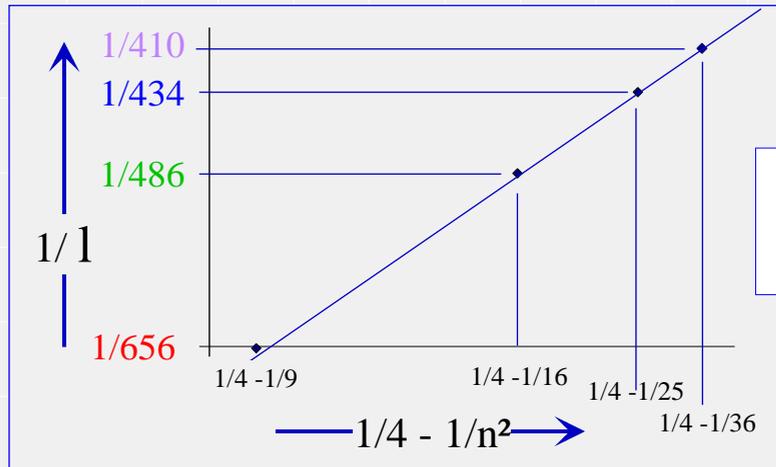
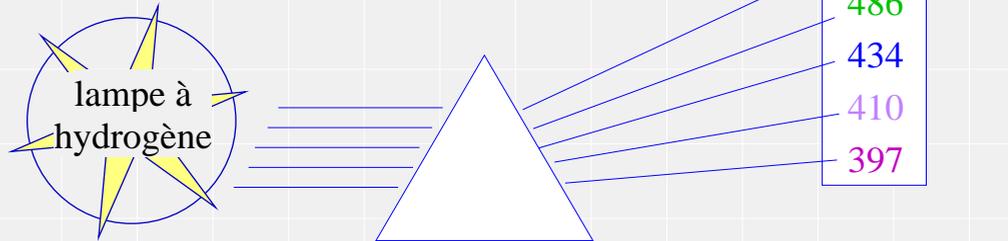


# Spectre d'émission d'un élément

atomistique

= Spectre Discontinu, Spectre de Raies (line spectrum)

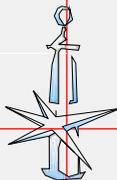
Exemple: Hydrogène

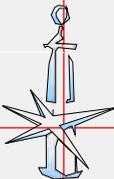
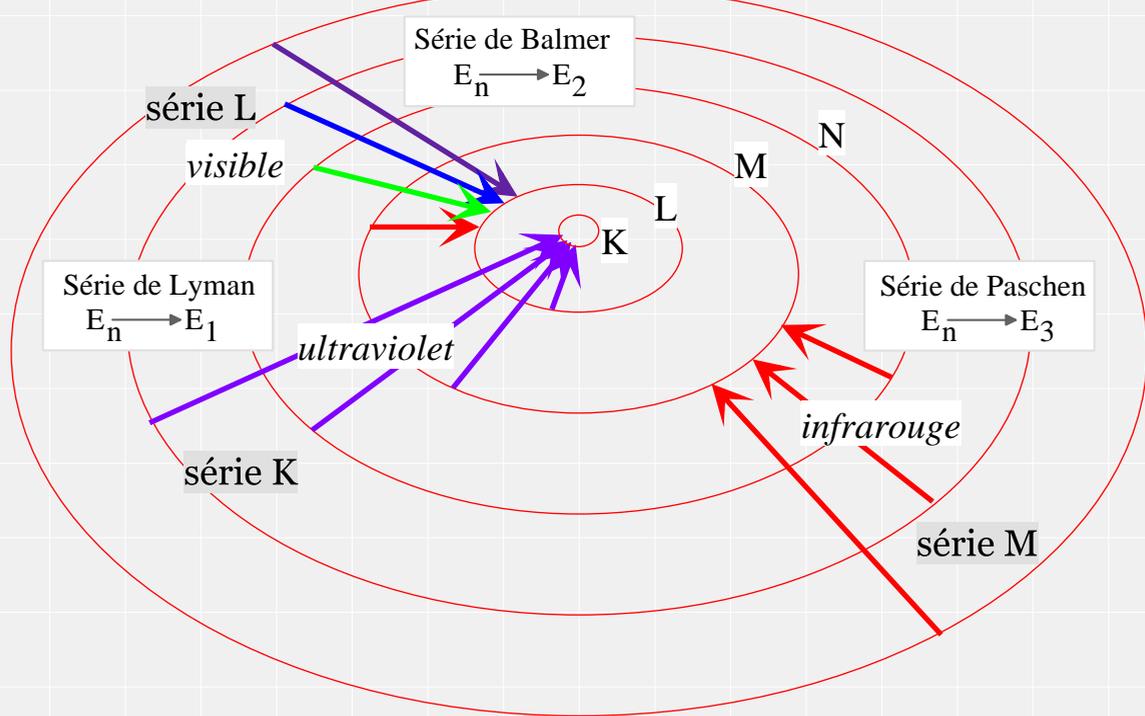


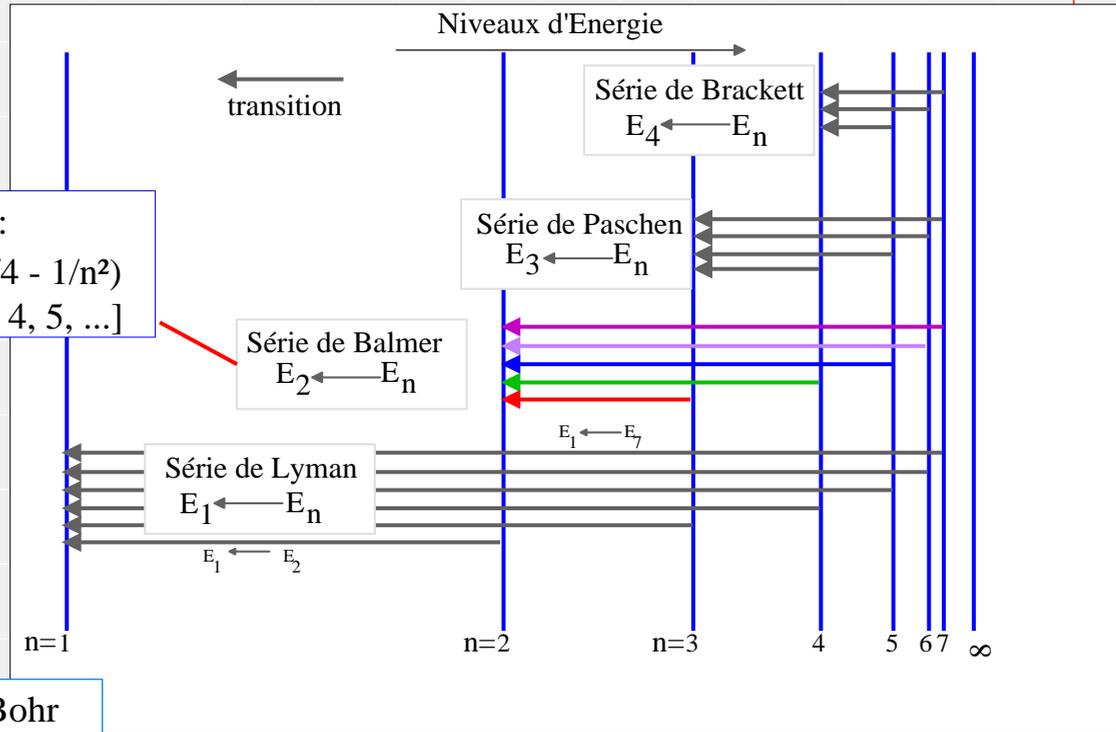
Balmer - Rydberg :

$$1/l = K \cdot (1/4 - 1/n^2)$$

[n = 3, 4, 5, ...]







Balmer - Rydberg :  
 $1/\lambda = K \cdot (1/4 - 1/n^2)$   
 [n= 3, 4, 5, ...]

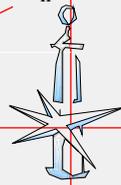
Interprétation de Bohr

énergie couche n :  $E_n = k / n^2$   
 énergie couche 2 :  $E_2 = k / 4$

saut de  
couche n en 2

$$E_n - E_2 = k \cdot (1/4 - 1/n^2) = h \cdot \nu_n$$

émission photon fréquence  $\nu_n$

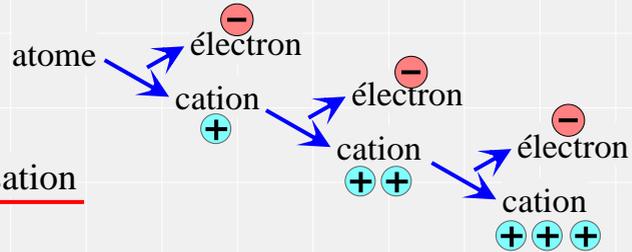


# Potentiel d'ionisation d'un élément

atomistique

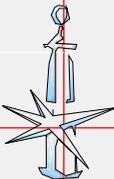
➤ Il est possible d'arracher un électron à un atome

➔ on produit un ion (cation)



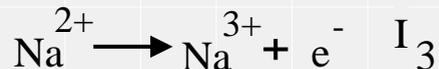
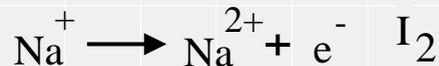
➤ Energie nécessaire = Potentiel d'ionisation

Premier PI	$\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$
Deuxième PI	$\text{Na}^+ \longrightarrow \text{Na}^{2+} + \text{e}^-$
Troisième PI	$\text{Na}^{2+} \longrightarrow \text{Na}^{3+} + \text{e}^-$
etc.	



# Potentiels d'ionisation successifs du sodium

atomistique

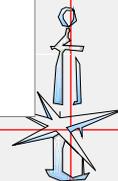
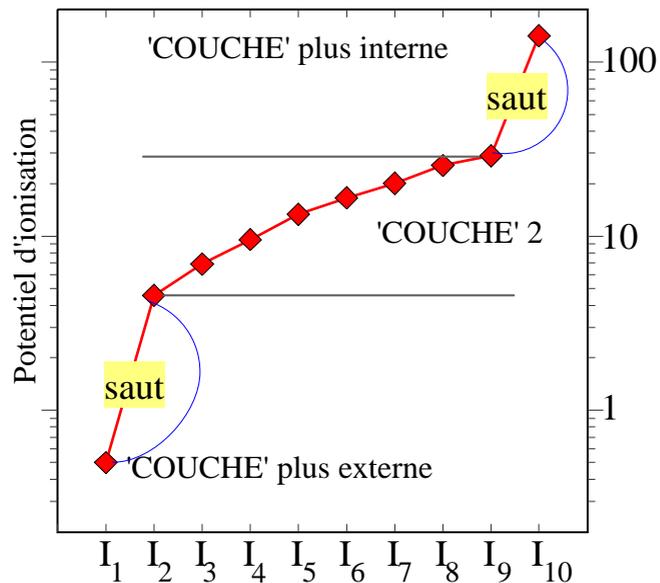


$$I_n < I_{n+1}$$

l'attraction du noyau augmente

$$I - I_1 \gg I - I_2$$

organisation des électrons en 'couches'



# Orbitales = Quatre Nombres Quantiques

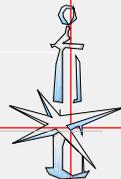
$n$  Nombre Quantique Principal  $n = 1, 2, 3, \dots$  'couche'  
 Orbitale de symétrie sphérique couche K, L, M

$l$  Nombre Quantique Azimuthal, Valeurs Autorisées :  $0 \dots n-1$  'sous-couche'  
 $s, p, d, f, \dots$  [sharp / principal / diffuse / fundamental]

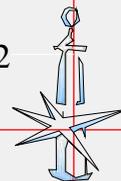
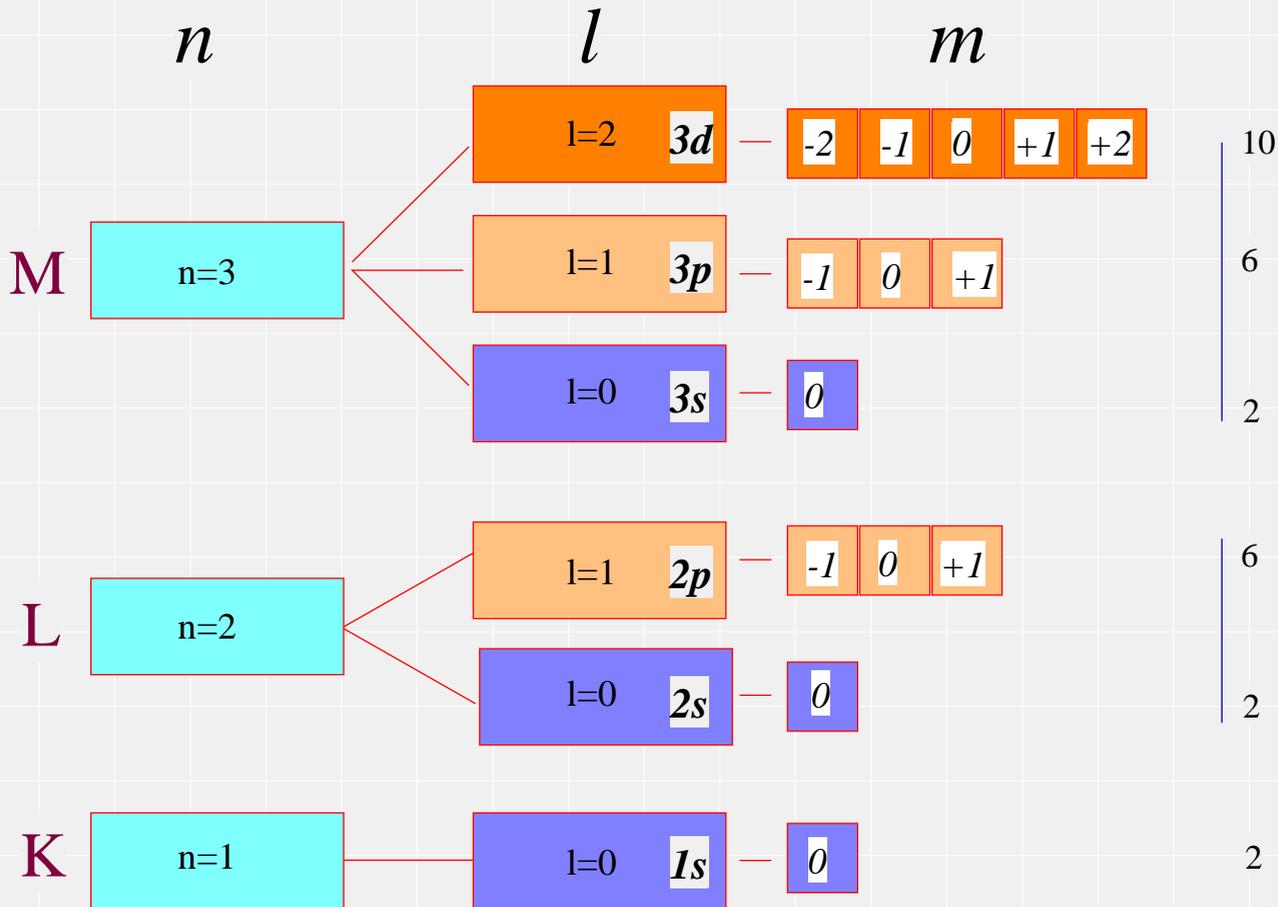
$n=1$	$l=0$	$s$
$n=2$	$l=0, 1$	$s, p$
$n=3$	$l=0, 1, 2$	$s, p, d$
$n=4$	$l=0, 1, 2, 3$	$s, p, d, f$
...		

$m_l$  Nombre Quantique Magnétique Valeurs Autorisées :  $-l \dots +l$

$m_s$  Nombre Quantique de Spin 2 Valeurs Autorisées :  $-1/2, +1/2$



# Nombres $n, l, m$ - Principales Couches et Sous Couches





# Ordre de remplissage des orbitales

▷ l'énergie d'une orbitale croît avec la somme  $n + l$

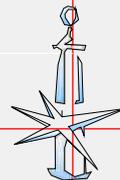
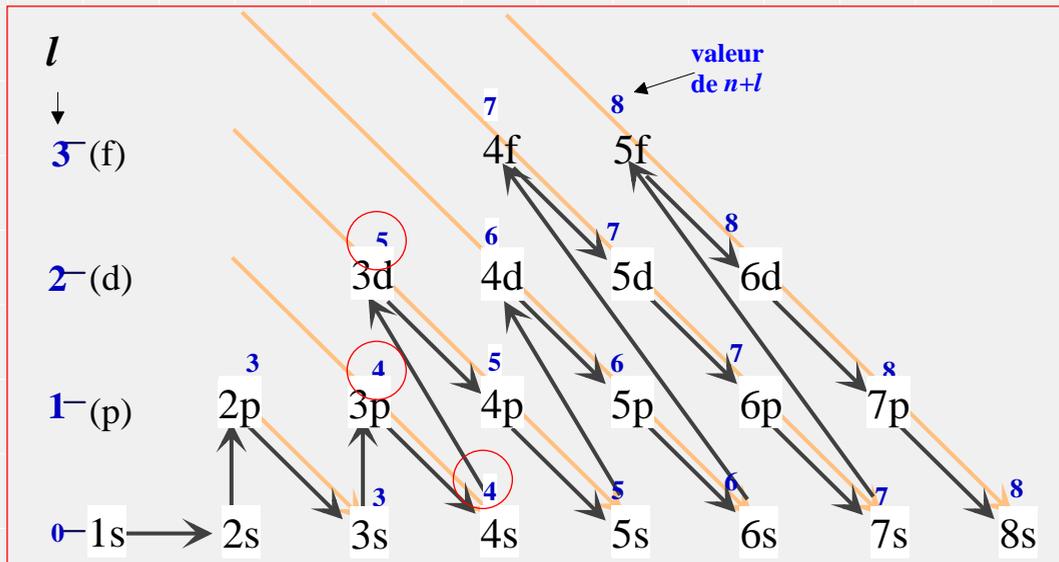
exemple  $\frac{4s}{3d} \quad \frac{n+l = 4+0 = 4}{n+l = 3+2 = 5}$

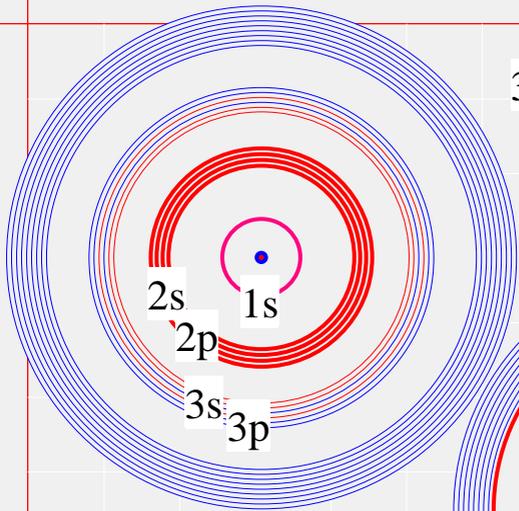
$4s < 3d$

on commence la couche 4 **avant** d'avoir fini la 3 !!

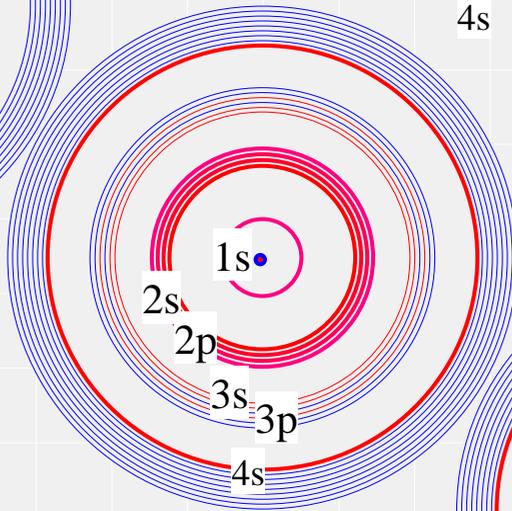
▷ entre orbitales de même  $n+l$ , l'énergie croît avec  $n$

exemple  $3d < 4p$





3p

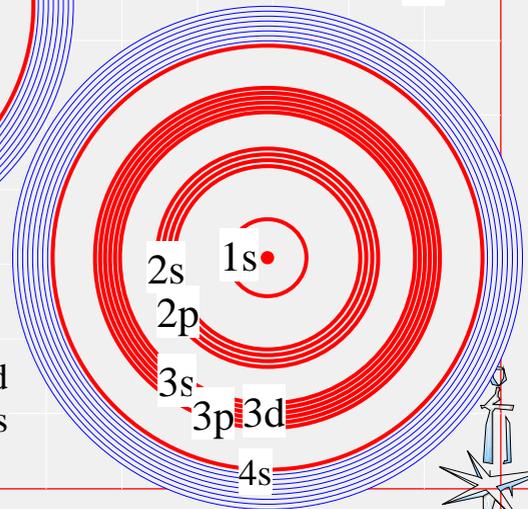


4s

3d

'série de transition'

remplissage de 3d  
'à l'intérieur' de 4s



2s

1s

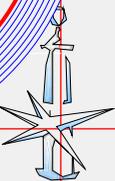
2p

3s

3p

3d

4s



# Tableau Périodique - Mendeleïeff

Be, Z=4:  $1s^2 2s^2$

V, Z=23:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

1  
2  
3  
4  
5  
6  
7

1s <sup>1</sup>	H	<b>IIA</b>
2s	Li	Be
3s	Na	Mg
4s	K	Ca
5s	Rb	Sr
6s	Cs	Ba
7s	Fr	Ra

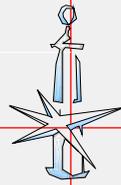
<b>IIIB</b>	<b>IVB</b>	<b>VB</b>	<b>VIB</b>	<b>VIIB</b>	<b>VIII</b>	<b>IB</b>	<b>IIB</b>
1	2	3	4	5	6	7	8
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt

<b>IIIA</b>	<b>IVA</b>	<b>VA</b>	<b>VIA</b>	<b>VIIA</b>	<b>VIIIA</b>
1	2	3	4	5	6
B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

<b>IA</b>	Lr
<i>Ln</i>	La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb
<i>Ac</i>	Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No

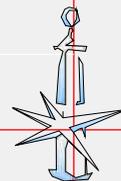
2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

G.R.

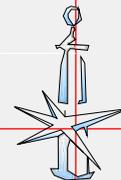
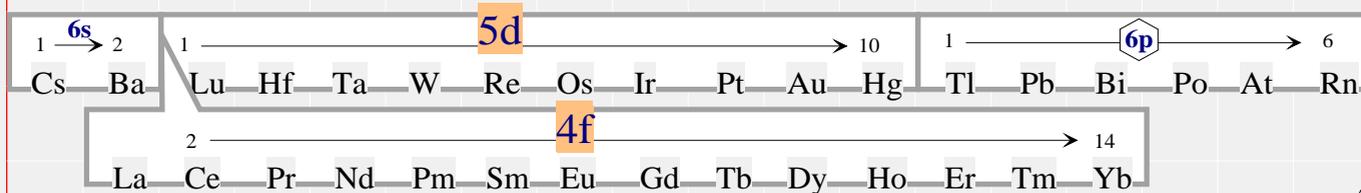
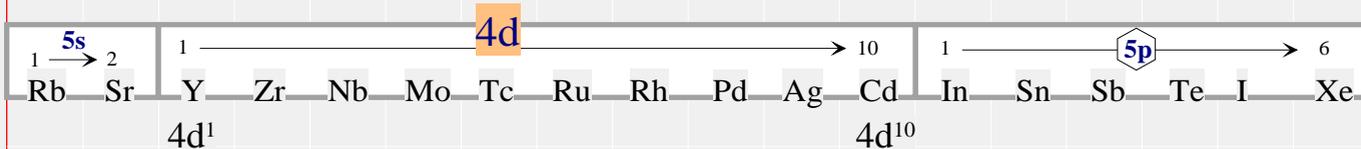
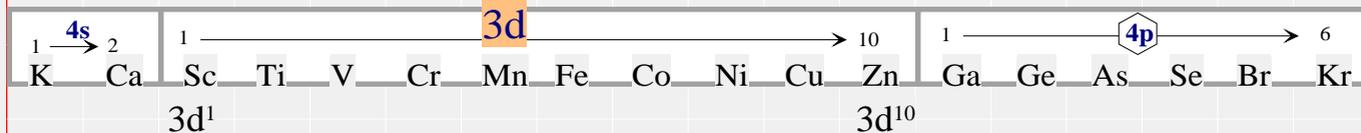


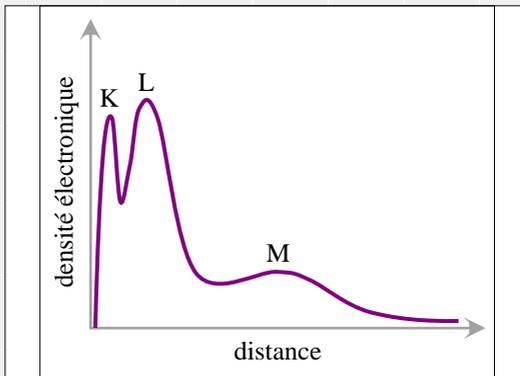
# Tableau Périodique - Mendeleïeff

1	H																			He
2	Li <b>2s</b>	Be													B	C	N <b>2p</b>	O	F	Ne
3	Na <b>3s</b>	Mg													Al	Si	P <b>3p</b>	S	Cl	Ar
4	K <b>4s</b>	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn <b>3d</b>	Fe	Co	Ni	Cu	Zn		Ga	Ge	As <b>4p</b>	Se	Br	Kr	
5	Rb <b>5s</b>	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc <b>4d</b>	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd		In	Sn	Sb <b>5p</b>	Te	I	Xe	
6	Cs <b>6s</b>	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re <b>5d</b>	Os	Ir	Pt	Au	Hg		Tl	Pb	Bi <b>6p</b>	Po	At	Rn	
7	Fr <b>7s</b>	Ra	Lr																	
			Lr	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm <b>4f</b>	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb			
			Ac	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu <b>5f</b>	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No			

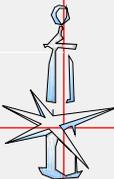


... 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p ...

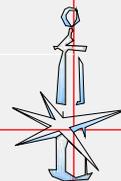


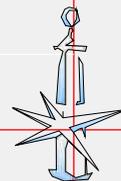
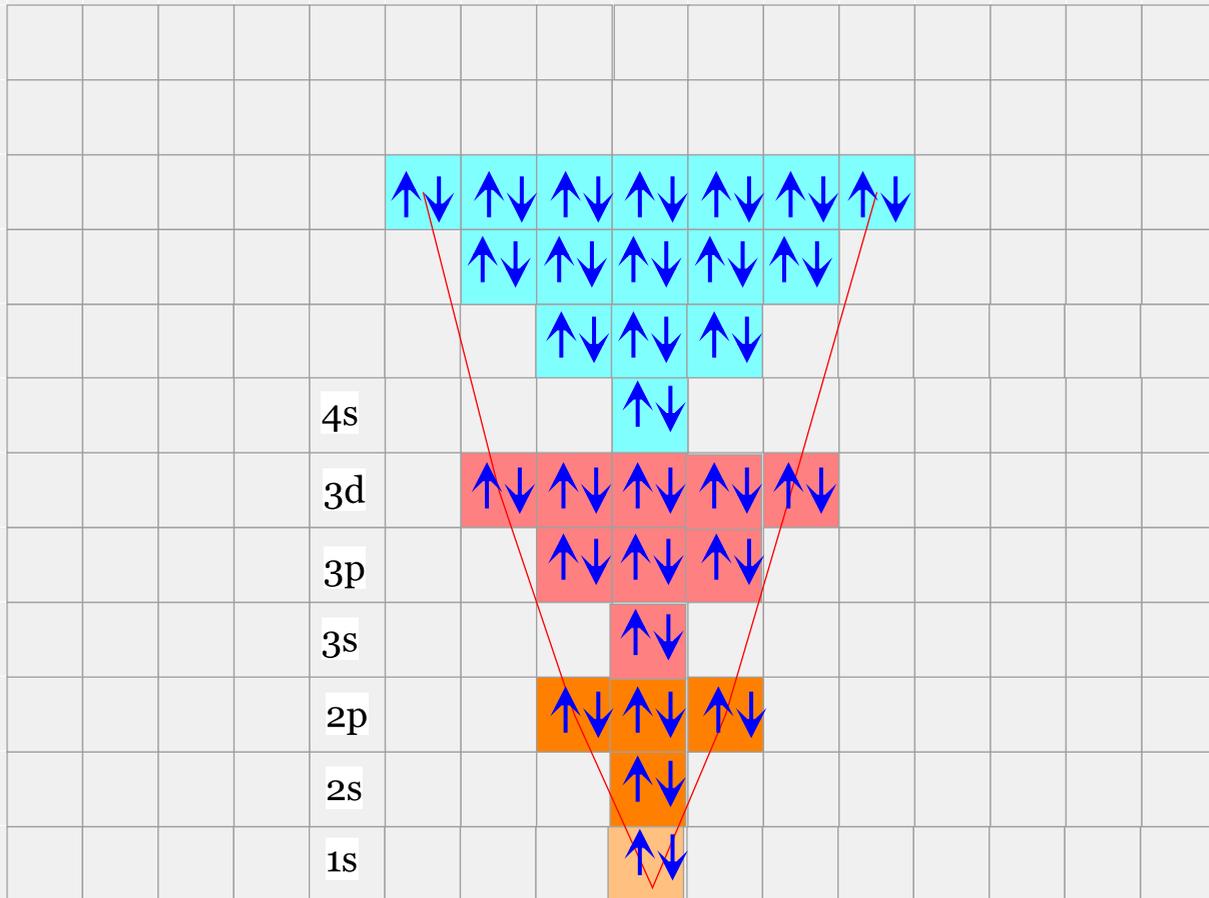


Densité de charge électronique en fonction de la distance au noyau, calculée pour un atome d'argon



H	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="border: 1px solid red; padding: 2px;">2+ ions à config' Gaz Rare</div> <div style="border: 1px solid blue; padding: 2px;">Cu<sup>+</sup> ions à 18 électrons externes</div> </div>																He
Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>											B	C	N <sup>3-</sup>	O <sup>=</sup>	F <sup>-</sup>	Ne
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>											Al <sup>3+</sup>	Si	P <sup>3-</sup>	S <sup>=</sup>	Cl <sup>-</sup>	Ar
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sc <sup>3+</sup>	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu <sup>+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ga <sup>3+</sup>	Ge	As	Se <sup>=</sup>	Br <sup>-</sup>	Kr
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Y <sup>3+</sup>	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag <sup>+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	In <sup>3+</sup>	Sn <sup>4+</sup>	Sb <sup>3+</sup>	Te <sup>=</sup>	I <sup>-</sup>	Xe
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ln <sup>3+</sup>	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Tl <sup>3+</sup>	Pb <sup>4+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															
		Ln	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
		Ac	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr





## substance, mole

## notions de base

substance une forme définie de la matière

l'eau  
le sel  
le vin

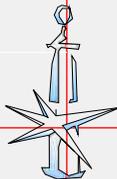
## quantité de substance

mesurée en 'nombre de moles'

mole quantité de substance qui contient autant d'unités (atomes, molécules, ions, ...) qu'il y a d'atomes de Carbone dans exactement 12 grammes de Carbone-12

$$6,02 \cdot 10^{23} = \text{Nombre d'Avogadro} = N_A$$

Si un échantillon d'une substance contient  $N$  unités,  
il contient  $N/N_A$  moles



propriété extensive

propriété intensive

notions de base

➤ propriété extensive

qui dépend de la quantité de substance dans l'échantillon considéré

$$f(n.x) = n.f(x)$$

masse, volume, ...

➤ propriété intensive

qui est indépendante de la quantité de substance dans l'échantillon considéré

$$f(n.x) = f(x)$$

température, densité, pression

➤ propriété molaire,  $X_m$ ,

valeur d'une propriété extensive X  
-----  
nombre de moles présentes dans l'échantillon

exemples

masse molaire de l'oxygène-18

masse molaire de l'eau

volume molaire de l'eau à 25°C/1bar

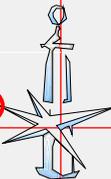
une propriété molaire est une propriété intensive

en effet la valeur d'une propriété extensive X

est proportionnelle à la quantité de substance, n

$X_m$  est la valeur de cette constante de proportionnalité

$X_m = X / n$



# unités de mesure de concentration molaire molarité, molalité, ...

notions de base

concentration molaire d'un soluté dans une solution

$$\text{molarité} = \frac{\text{quantité de soluté}}{\text{volume de solution}} \quad \text{mole/litre}$$

$$\text{molalité} = \frac{\text{quantité de soluté}}{\text{masse de solvant}} \quad \text{mole/kg}$$

concrètement à l'échelle atomique

exemple NaCl 1 Mole/litre

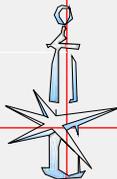
distance moyenne entre ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  1 nm ( $10^{-6}$  mm)

de quoi mettre 3 molécules d'eau

'solution diluée'

molarité  $< 0.01$  mole/litre

(10 molécules  $\text{H}_2\text{O}$  entre  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ )



l'énergie, 1

capacité de fournir du travail  
the capacity to do work

notions de base

loi universelle de la nature

l'énergie ne peut être ni créée ni détruite,  
elle se transforme d'une forme en une autre

soit un système  
contenant une quantité donnée de matière

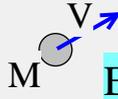
d'énergie hydraulique (potentielle),  
↳ en électrique,  
↳ en thermique, ...

la matière contribue sous deux formes à l'énergie du système

énergie cinétique

énergie potentielle

corps de masse  $m$   
animé d'une vitesse  $V$



$E = \frac{1}{2} \cdot M \cdot V^2$

point zéro :

corps au repos  $V=0$   
énergie cinétique nulle  
 $E=0$

énergie qu'un corps possède  
du fait de sa position  
par rapport à d'autres corps  
par rapport à un champ de forces

point zéro arbitraire

★ champ de gravité de la terre  
énergie zéro à l'altitude 0

★ champ électrique  
énergie potentielle électrique  
nulle pour distance infinie entre charges



## l'énergie, 2 énergies potentielles

notions de base

expression de l'énergie potentielle

= dépend du type d'interaction considéré

### exemples

★ énergie d'un corps de masse  $m$  dans le champ de gravité terrestre

$$E = m \cdot g \cdot h$$

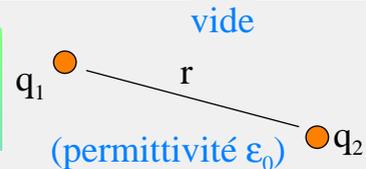
$h$  = altitude

$$g = 9,81 \text{ m/s}^2$$

★ énergie potentielle électrique

deux particules chargées  $q_1$  et  $q_2$

$$V = \frac{q_1 \cdot q_2}{4 \pi \cdot \epsilon_0 \cdot r}$$



unité le Joule,  $1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$

atomistique 1 eV (electron-Volt)

énergie cinétique d'un électron sous un Volt de d.d.p.

$$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

calorie = 4,184 Joule (élever 1 gramme d'eau de  $1^\circ\text{C}$ )

