haute école arc ingénierie
neuchâtel berne jura www.he-arc.ch

Cours de chimie générale

Thème 1

Introduction et rappels

Cours: 1441.1 Chimie

Support de cours de Pr. Oksana Banakh

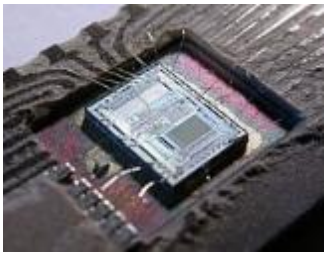
Mise à jour 2026

Objectifs du cours de chimie

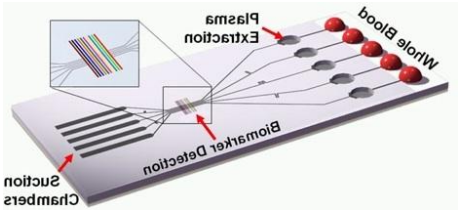
- Acquérir des compétences utilisées dans le domaine des microtechniques
- Comprendre le comportement des matériaux afin de faire le bon choix des matériaux pour la conception des produits
- Appliquer les connaissances en chimie pour la résolution des problèmes pratiques en ingénierie



Spiral en silicium du mouvement d'une montre mécanique



Puce électronique ou circuit intégré (IC)



Lab-on-Chip (dispositif microfluidique pour microanalyse chimique)

Organisation du cours

- Horaire des cours et des laboratoires (15×3 périodes cours + 7×2 périodes labos)
- Matériel (supports des cours sur intranet (P :) et sur le Moodle
  Livre recommandé : « Chimie fondamentale – principes et problèmes » de R. Chang et L. Papillon, Edition Chenelière / McGraw-Hill. Vol.1,2.
- Formulaires et tables CRM
- Note de Chimie :

Note moyenne « Chimie »	Note module
$m_{CH} = \frac{n_{CH} + e_{CH}}{2}$	$M = \frac{3 \cdot m_{CH} + 2 \cdot m_{MA} + m_{LC} + m_{LM}}{7}$

n_{CH}	=	moyenne des notes de Chimie (moyenne de 2 contrôles écrits)
n_E	=	note de l'examen écrit de Chimie
m_{LC}	=	moyenne des notes du Laboratoire de chimie (rapports+ 1 contrôle écrit)
m_{MA}	=	moyenne des notes de Matériaux
m_{LM}	=	moyenne des notes du Laboratoire de matériaux
M	=	note moyenne du module « Chimie et Matériaux »

Contenu du cours de chimie

Thème 1 : Structure de la matière. Structure de l'atome. Tableau périodique. Réactions chimiques. Solutions

Thème 2 : Liaisons chimiques : liaisons ionique, covalente, métallique

Thème 3 : Liaisons intermoléculaires (van der Waals)

Thème 4 : Etat solide. Structures cristallines. Solides covalents, ioniques et métalliques

Thème 5 : Electrochimie

Thème 6 : Chimie de polymères

Contenu du thème 1

Structure de matière 4
1. **Structure de la matière** 4
2. **Atomes** 4
3. **Eléments chimiques** 5
4. **Ions** 5
5. **Molécules** 6
6. **Cristaux** 6
7. **Schéma de la matière** 8
8. **Nomination de composés chimiques** 10

Structure de l'atome 12
9. **Particules élémentaires** 12
10. **Numéro atomique et nombre de masse** 13
11. **Isotopes** 13
12. **Masse atomique et masse atomique moyenne** 14

La quantité de la matière 16
13. **Le nombre Avogadro** 16
14. **Quantité de matière (la mole)** 17
15. **La masse molaire** 17
16. **Volume molaire d'un gaz parfait** 19

Tableau périodique des éléments 21
17. **Tableau périodique des éléments (TPE) de Mendeleïev** 21
18. **Métaux, non-métaux et métalloïdes** 22
19. **La structure électronique par couches** 22
20. **Energie d'ionisation** 24
21. **Périodicité de propriétés chimiques : énergie d'ionisation** 25
22. **Périodicité de propriétés chimiques : rayon atomique** 27
23. **Groupe d'éléments IA: métaux alcalins (Li, Na, K, Rb, Cs)** 30
24. **Groupe d'éléments IIA : Métaux alcalino-terreux (Be, Mg, Ca, Sr, Ba)** 30
25. **Groupe d'éléments IVA: C, Si, Ge, Sn, Pb** 31
26. **Groupe d'éléments VIIA: F, Cl, Br, I, At (halogènes)** 31
27. **Groupe d'éléments VIIIA : He, Ne, Ar, Kr, Xe (gaz nobles)** 32
28. **Caractéristiques des familles des éléments** 33

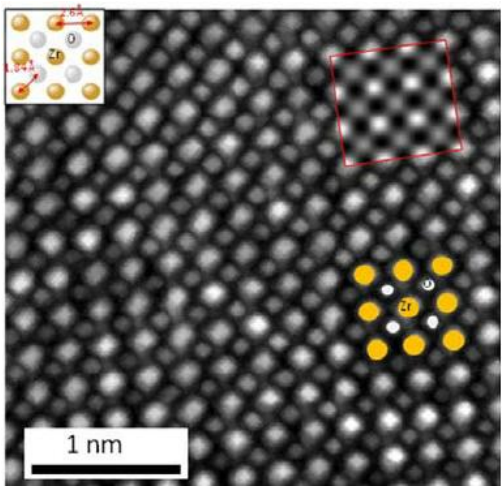
Solutions 33
29. **Solutions** 33
30. **Processus de dissolution des composés ioniques** 34
31. **Electrolytes et non-électrolytes** 34
32. **Les électrolytes forts et faibles** 35
33. **Les différents types de concentrations** 35

Questions d`autocontrôle 38
Réponses aux exercices 41

Structure de matière

1. Structure de la matière

La **matière** est la substance qui compose toute chose qui nous entoure. Pour que l'on considère une substance comme étant de la matière, elle doit à la fois occuper un espace et posséder une masse. La lumière ou la chaleur, par exemple, ne sont pas de la matière.
La matière est composée de particules (**atomes, molécules ou ions**) qui pourront être visibles au microscope électronique à très haute résolution (ci-dessous).
La matière existe en 4 états (S, L, G et plasma).



L'image du matériau ZrO_2 obtenue par la microscopie électronique à haute résolution

2. Atomes

La matière est composée d'atomes.

Un **atome** est la plus petite partie d'un corps simple pouvant se combiner chimiquement avec une autre. **L'atome porte l'identité chimique de son élément.**

3 caractéristiques d'un atome :

- La taille (rayon)
- La masse
- La structure interne

Des atomes

Hydrogène (H) Silicium (Si) Fer (Fe)



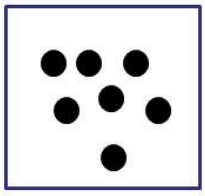
Ces caractéristiques définissent les **propriétés chimiques** d'un élément**,** notamment sa **réactivité chimique**, c.-à.-d. sa capacité de réagir avec d'autres atomes et de former des composés chimiques.

3. Eléments chimiques

117 éléments chimiques ont été observés à ce jour (de no.1 à 118, sauf 117).
94 existent à l'état naturel.

Un **élément** est **un tas d'atomes du même type** ayant les mêmes caractéristiques (taille, masse, structure interne)

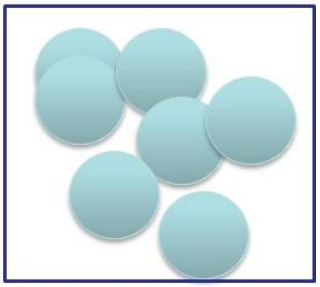
Hydrogène (H)



Silicium (Si)



Fer (Fe)



3 types d'éléments chimiques :

1) …… (H, O, Cl)
2) …… (Fe, Mg, Au)
3) ……semi-métaux ou métalloïdes (Si, P, Ge)

4. Ions

Un **ion** est un atome ou un groupe d'atomes qui a perdu ou gagné des électrons lors d'une réaction chimique. Ils sont chargés.

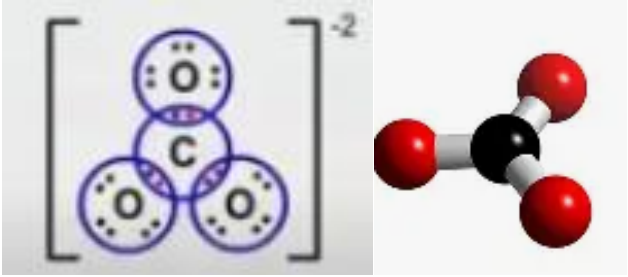
- **Cations** : ions positifs (Na^+, Mg^{2+}…), la plupart sont métalliques (sauf NH_4^+)

Na^0 (atome neutre) **– 1e^- = Na^+** (cation chargé « + »)

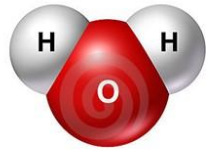
- **Anions** : ions négatifs (Cl^-, SO_4^{2-}…), formés d'atomes de non-métaux

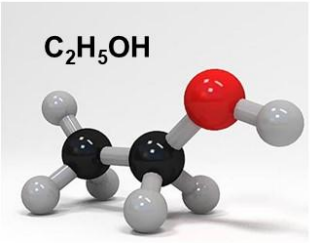
Cl^0 (atome neutre) **+ 1e^- = Cl^-** (anion chargé « – »)

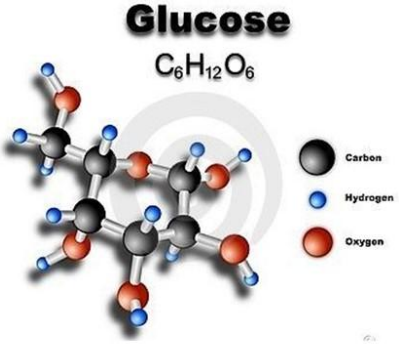
- **Ions monoatomiques :** (K^+, Ca^{2+} , S^{2-}, N^{3-}…)
- **Ions polyatomiques** : (p.ex. **CO_3^{2-},** SO_3^{2-}, SO_4^{2-}, NO_3^- , NH_4^+…)



5. Molécules











- **Une molécule** est un assemblage de **plusieurs atomes**, formé d'un même élément ou de différents éléments, qui sont maintenus ensemble par des forces de cohésion, appelées les liaisons chimiques
- Les molécules possèdent une géométrie spécifique (p.ex. linéaire, pyramide)
- Les molécules sont électriquement neutres
- Beaucoup des **substances liquides et gazeuses** sont en forme de molécules à T ambiante **(CO, CO_2, H_2O, CH_4, O_2, N_2)**.
- **Les molécules sont souvent composées d'atomes non-métalliques**
- La formule chimique d'une molécule représente sa composition exacte

6. Cristaux

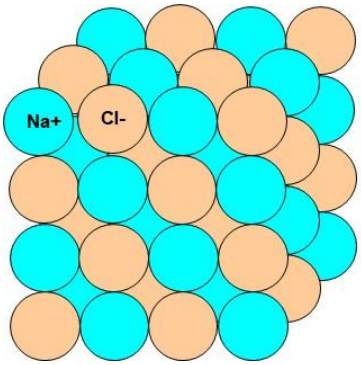
La majorité des substances solides (minéraux, métaux) forment des **cristaux**.

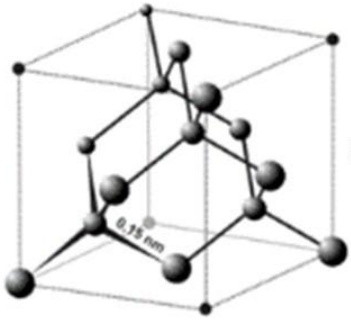
Le nombre d'atomes (d'ions) dans les cristaux est très élevé.

La plupart de **cristaux** contiennent des atomes (ions) des **métaux** et des **semi-métaux** (Si, B). Bien que les non-métaux forment les molécules, il y a quelques exceptions : C- diamant, P_4, S_8)

La formule chimique d'un cristal ne présente pas sa composition exacte, mais donne le rapport entre les différents constituants (p.ex. NaCl veut dire que le rapport Na^+ : Cl^- = 1:1

Cristaux: Saphir (Al_2O_3); Quartz (SiO_2); Sel de cuisine (NaCl); Diamant (C), Fer (Fe)



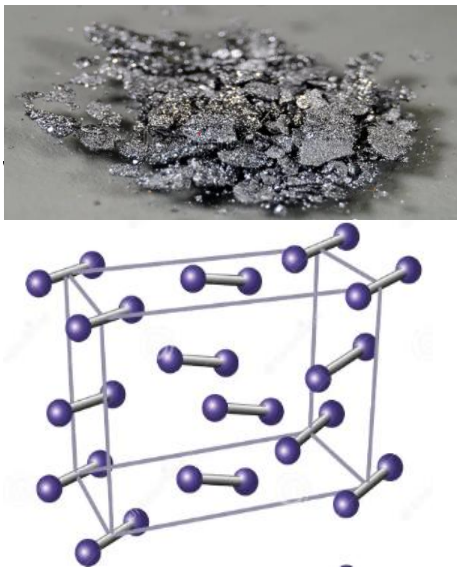
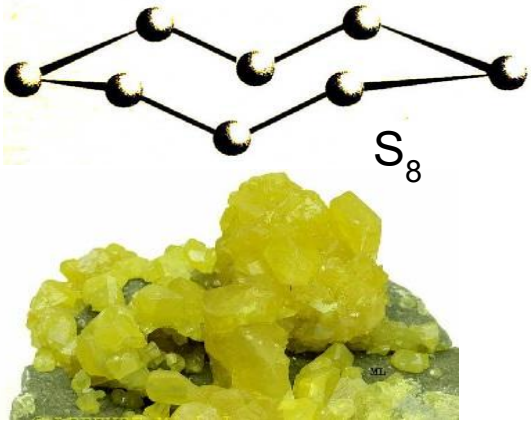


Diamant (C)

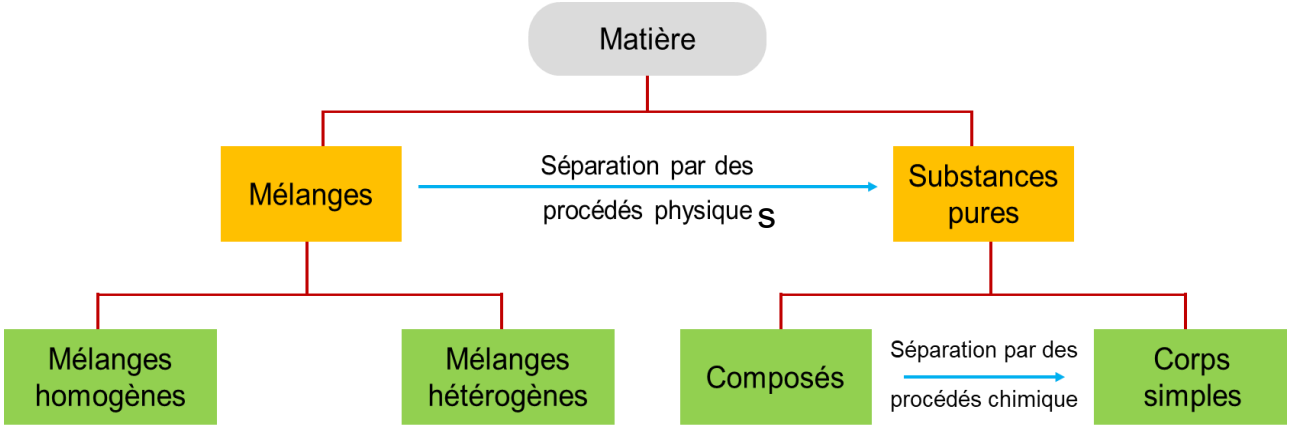
Cristaux moléculaires

- 3 substances solides existent à T ambiante sous forme de **cristaux moléculaires** (elles sont à la fois une molécule et un cristal).
- Ces substances sont formées de milliers de molécules retenues ensemble dans un cristal

1) soufre S_8,
2) phosphore P_4,
3) iode I_2

	
Iode (I2)	Soufre (S8)

7. Schéma de la matière



Donnez des exemples:

des mélanges homogènes: _____

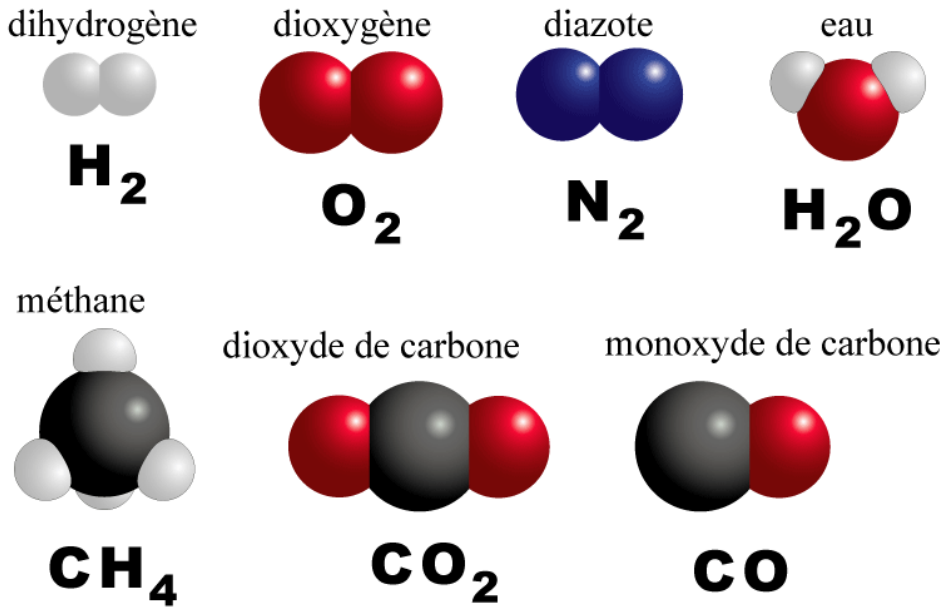
des mélanges hétérogènes: _____

des procédés physiques : _____

des procédés chimiques :_____

Corps simples sont composés d'atomes identiques (de même sorte) : O_2, N_2, H_2.

Corps composés sont faits d'atomes différents : CH_4, CO_2, CO, H_2O.



Questions de contrôle :

1. Le dioxygène (O_2) est un atome, un élément, une molécule, un composé ou un corps simple ?

2. Cl^- est un élément, un atome, une molécule, un ion ?

3. HNO_3 est une molécule, un composé, un cristal ?

4. Al_2O_3 est une molécule, un composé, un cristal ?

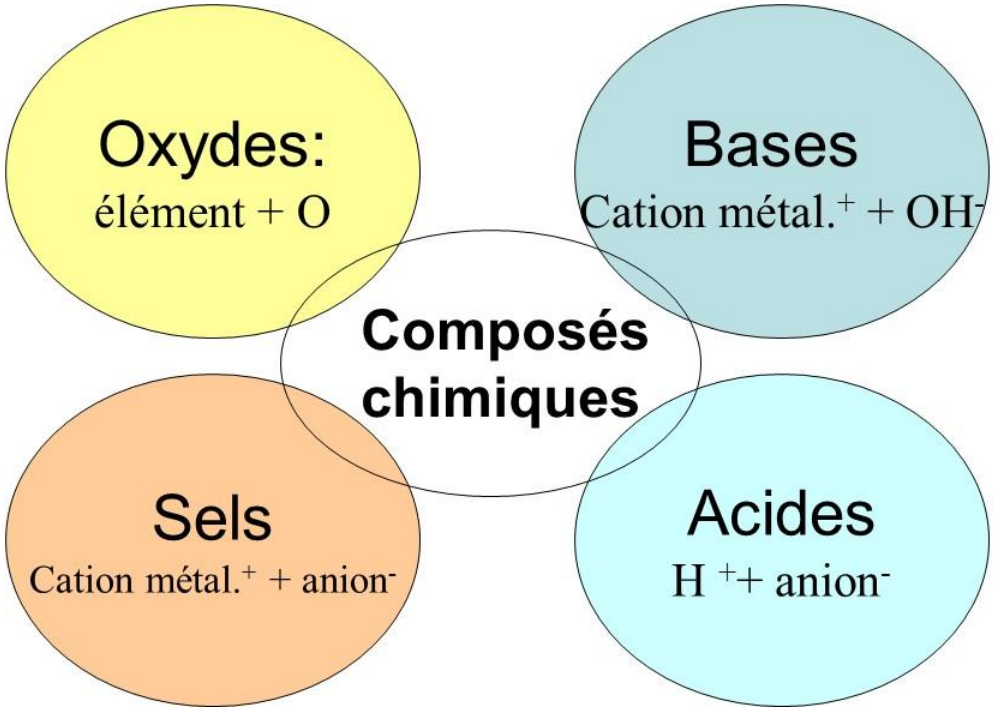
1. Exercice. Nomination et classification des substances.

Complétez le tableau ci-dessous:

Nom de substance	Sa formule	Cristal C ou Molécule M	Corps simple CS ou Corps composé CC	Oxyde, Sel, Base, Acide
	U			
	O_2			
	KOH			
	CH_4			
	K_2S			
	$CaCO_3$			
	Br_2			
	HCl			
	Ar			
	NaF			
magnesium				
chlorure de magnésium				
	P_4			
eau				
	S_8			
oxyde de fer(III)				
corindon	Al_2O_3			
	Na_2SO_4			
quartz	SiO_2			
sel de cuisine				
Acide sulfurique				

hydroxyde de baryum				
dioxyde de carbone				
ozone				
Diamant (C)				
Graphite (C)				

8. Nomination de composés chimiques



Oxydes

Oxyde = Elément (E) + Oxygène (O)

Al_2O_3 – oxyde d'aluminium
MgO – oxyde de magnésium

SiO_2 – oxyde de silicium
H_2O – oxyde d'hydrogène (eau)

Certains éléments forment plusieurs oxydes :
SO_2 – dioxyde de soufre ou oxyde de soufre (IV)
SO_3 – trioxyde de soufre ou oxyde de soufre (VI)
CO – monoxyde de carbone ou oxyde de carbone (…..)
CO_2 – dioxyde de carbone ou oxyde de carbone (……)

Sels

Sel = Cation (Métal $^{n+}$) + Anion $^{n-}$ (sauf anion O^{2-})

Noms d'anions:	**Nom de sels** :
Cl^- – chlorure	NaCl – chlorure de sodium
I^- – iodure	KI – iodure de potassium
Br^- – bromure	LiBr – bromure de lithium
F^- - fluorure	KF – fluorure de potassium
S^{2-} - sulfure	MgS – sulfure de magnésium
NO_3^- – nitrate	$NaNO_3$ – nitrate de sodium
SO_4^{2-} – sulfate	$CaSO_4$ – sulfate de calcium
PO_4^{3-} – phosphate	Na_3PO_4 – phosphate de sodium
CO_3^{2-} - carbonate	$CuCO_3$ – carbonate de cuivre

2. Exercice : Formule chimique des sels

Rajouter les charges d'ions et donner la formule des sels formés par ces ions

Ions	**K**	**Al**	**Ca**	**NH_4**	**Nom générique**
Cl					
SO_4					
PO_4					
NO_3					

Acides

- Les acides sont des donneurs de protons
- Dans l'eau, ils s'ionisent pour donner des ions H^+
- Leur formule est composée de (nH^+ + Anion $^{n-}$)
- Ils ont un gout aigre (vinaigre, citron)
- Les acides donnent un pH <7
- Les acides réagissent avec plusieurs métaux (Zn, Mg, Fe) pour produire H_2
- Certains acides à forte concentration sont très corrosifs

$$HCl_{(aq.)} \Rightarrow H^+_{(aq.)} + Cl^-_{(aq.)}$$

$$H_2SO_{4\,(aq.)} \Rightarrow 2H^+_{(aq.)} + SO_4^{2-}{}_{(aq.)}$$

HCl – acide chlorhydrique
HF – acide fluorhydrique
H_2S – acide sulfhydrique
HNO_3 – acide nitrique
H_2SO_4 – acide sulfurique
H_3PO_4 – acide phosphorique
H_2CO_3 – acide carbonique

Bases

- Les bases sont des accepteurs de protons
- Dans l'eau, ils s'ionisent pour donner des ions OH^-.
- Leur formule est composée de (Métal $^{n+}$ + n OH^-)
- Elles ont un gout amer et elles sont visqueuses au toucher (savon)
- Les bases donnent un pH >7
- Les bases réagissent avec certains métaux (Na, Al) pour produire H_2
- Les solutions aqueuses de bases conduisent l'électricité
- Les bases (surtout à forte concentration) sont très corrosifs !!

$$KOH_{(aq.)} => K^+_{(aq.)} + OH^-_{(aq.)}$$

$$Ca(OH)_{2\ (aq.)} => Ca^{2+}_{(aq.)} + 2OH^-_{(aq.)}$$

KOH – hydroxyde de potassium

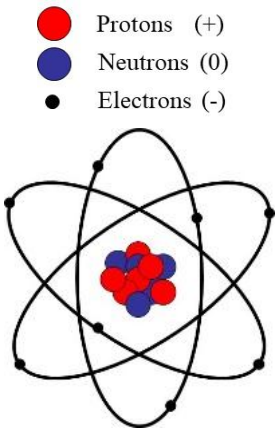
NaOH - hydroxyde de sodium

$Ca(OH)_2$ - hydroxyde de calcium

$Al(OH)_3$ – hydroxyde d'aluminium

Structure de l'atome

9. Particules élémentaires



- L'atome est composé du noyau (positif), situé au centre de l'atome, autour duquel gravitent les électrons (négatives)
- Le noyau est composé de protons (particules positives) et de neutrons (particules neutres)
- L'atome est neutre, il possède autant de protons que d'électrons
- La force électrostatique d'attraction agit entre le noyau et les électrons
- Le diamètre atomique est env. 0.1 nm (1 A)

L'atome a une structure interne, il est composé des particules élémentaires :

Nom	Symbole	Masse (kg)	Masse (u)	Charge (C)	Numéro de charge
proton	p (p^+)	1.673×10^{-27}	1.007	$+1.6 \times 10^{-19}$	1+
électron	e (e^-)	9.110×10^{-31}	0.0005	-1.6×10^{-19}	1-
neutron	n (n^0)	1.675×10^{-27}	1.009	0	0

Unités de masse (u): 1 u = 1.66×10^{-27} kg

10. Numéro atomique et nombre de masse

Dans le tableau périodique les éléments sont classés en fonction de **Z** (leur **numéro atomique**).
Un atome contient le même nombre de **protons (p)** et d'**électrons (e)** qui est égal à Z.
Le nombre de **neutrons (n)** dans le noyau est variable.

numéro atomique (z) = nombre de protons **(p)** = nombre d'électrons **(e)**

Les protons (p) et les neutrons (n) sont des **nucléons**, les particules du noyau de l'atome :

nombre de masse (A) = nombre de nucléons (n + p)

Nombre de masse (A) est le nombre entier associé à la masse de l'atome

11. Isotopes

Des isotopes sont des atomes d'un élément qui contiennent le même nombre de protons et d'électrons, mais le nombre différent de neutrons.
Z = égal, A = différent
Le nombre de neutrons (et donc de nucléons) est différent pour chaque isotope.

Isotopes d'Hydrogène

$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
1p+1e+0n	1p+1e+1n	1p+1e+2n
hydrogène	*deutérium*	*tritium*

3. Exercice : Isotopes

1. Remplir le tableau

isotope de l'élément	symbole de l'isotope	numéro atomique	nombre de protons	nombre de neutrons	nombre de masse	nombre d'électrons
Magnésium-24						
Manganèse- 55						
Rhénium -186						
Niobium- 94						
		74			184	
			76	114		
					65	29
				143	235	
	$^{56}Fe^{2+}$					
	$^{27}Al^{3+}$					
	$^{14}N^{3-}$					

12. Masse atomique et masse atomique moyenne

La masse d'un atome est environ 10^{-26} kg.
Masse atomique s'exprime en **unités de masse (u): 1u=1.66 x 10^{-27} kg**
La masse atomique [u] ≅ nombre de masse, A [sans unités].
La **masse atomique de chaque isotope** (en unités de masse) est à peu près égale au numéro de masse (A) qui est un nombre entier.
La **masse atomique affichée dans le tableau périodique** pour chaque élément est en fait une **masse moyenne** calculée à partir de la masse atomique de chaque isotope en tenant compte de son abondance.

Masses de quelques isotopes et particules en kg et en u

p	$1.673 \cdot 10^{-27}$ kg	1.007 u	^{7}Li	$1.165 \cdot 10^{-26}$ kg	7.016 u
n	$1.675 \cdot 10^{-27}$ kg	1.009 u	^{9}Be	$1.496 \cdot 10^{-26}$ kg	9.012 u
e	$9.110 \cdot 10^{-31}$ kg	0.0005u	^{10}B	$1.662 \cdot 10^{-26}$ kg	10.011 u
^{1}H	$1.673 \cdot 10^{-27}$ kg	1.008 u	^{11}B	$1.827 \cdot 10^{-26}$ kg	11.009 u
^{2}H	$3.343 \cdot 10^{-27}$ kg	2.014 u	^{12}C	$1.992 \cdot 10^{-26}$ kg	12.000 u
^{3}He	$5.007 \cdot 10^{-27}$ kg	3.016 u	^{13}C	$2.158 \cdot 10^{-26}$ kg	13.003 u
^{4}He	$6.045 \cdot 10^{-27}$ kg	4.003 u	^{14}N	$2.324 \cdot 10^{-26}$ kg	14.003 u
^{6}Li	$9.985 \cdot 10^{-27}$ kg	6.015 u	^{15}N	$2.490 \cdot 10^{-26}$ kg	15.000 u

La **masse atomique de chaque isotope** (en unités de masse) est à peu près égale au numéro de masse (A) qui est un nombre entier (voir le tableau des isotopes dans Tables CRM)

La **masse atomique affichée dans le tableau périodique** pour chaque élément est en fait une **masse moyenne** calculée à partir de la masse atomique de chaque isotope en tenant compte de son abondance.

4. Exercice. Masse atomique moyenne

Calculez la masse atomique moyenne de cuivre (**m**) en tenant compte de masses et d'abondances de ses isotopes (voir CRM Tableau des isotopes)

5. Exercice : Abondance isotopique

La masse atomique du bore naturel est 10,811 u. Il est constitué d'un mélange isotopique de deux isotopes de masses atomiques respectives 10,010 u et 11,009 u. Quelle est la composition isotopique du bore naturel (abondance, en %, de chaque isotope).

La quantité de la matière

13. Le nombre Avogadro

Pour chaque élément chimique, le nombre d'atomes contenus dans une masse égale à sa masse atomique en grammes sera toujours égal au **nombre d'Avogadro.**
C'est également valable pour des molécules et des ions.

Nombre Avogadro, N_A= 6.02 x 10^{23} atomes (molécules, ions)

Faites le calcul :

- La masse d'un atome H est 1 (u). Calculez combien d'atomes H il y a dans 1 g d'hydrogène?
- La masse d'un atome C est 12 (u). Combien d'atomes il y a dans 12 g de carbone?

Quelle masse auront les atomes d'oxygène (O) si on prend le même nombre d'atomes d'oxygène (calculé ci-dessus)? Puis, les ions O^{2-}, les molécules O_2, les molécules H_2O ?

Atome	Masse d'un atome, u	Masse, g	Nombre d'atomes
Hydrogène (H)	1	1	
Carbone (C)	12	12	
Oxygène (O)	16		

Quelle masse auront les ions O^{2-}, les molécules O_2, les molécules H_2O si on prend le nombre d'Avogadro de ces espèces (ions, molécules)?

Particules (atomes, molécules, ions)	Masse (g) contenue dans le nombre d'Avogadro de particules (N_A)
O^{2-}	
O_2	
H_2O	

14. Quantité de matière (la mole)

La mole (n) est la quantité de matière qui contient le nombre d'Avogadro de particules, donc 6.02 x 10 ^{23} (atomes, molécules, ions).

$$n = N / N_A$$

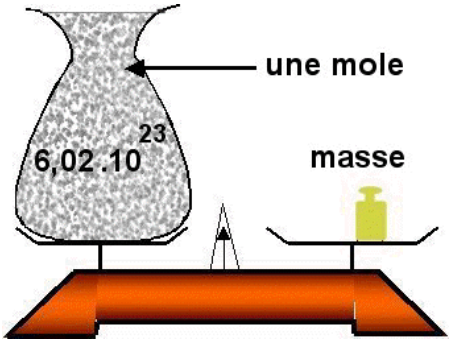
n nombre de moles
N nombre de particules (p.ex. atomes, molécules)
$\mathbf{N_A}$ nombre d'Avogardro

Particules (atomes, molécules, ions)	Nombre de particules (atomes, molécules)	Nombre de moles (n)
O	28 x 10 ^{25}	
O_2		4.5
H_2O	28 x 10 ^{25}	

15. La masse molaire

La masse molaire (M, en g/mol**)** est la masse d'une mole de particules (ions, atomes, molécules)

$$n = m / M$$



Particule	Masse molaire [g/mol]	Nb. moles [mol]	Masse [g]
N		1	
N^{3-}			39
N_2		3	
NO_3^-			270
HNO_3		7	

6. Exercice. Nb. Avogadro et la quantité de matière

1. Laquelle des quantités suivantes a la masse la plus élevée : 2 atomes de plomb ou $2x10^{-23}$ mol d'hélium ?

2. Combien de molécules HCl se trouvent dans 4 moles de cette substance ?

3. Combien de grammes pèsent 18.06×10^{23} atomes d'Ar?

4. Il y a plus de molécules H_2O dans 18 g d'eau que d'atomes He dans 4 g d'hélium, vrai ou faux?

5. Calculez les nombres d'atomes N, C, O et H contenus dans 1 gramme d'urée, $(NH_2)_2CO$

6. La rouille peut être présentée par la formule Fe_2O_3. Combien de moles de Fe_2O_3 et de moles d'atomes de Fe sont présentes dans 24.6 g de ce composé ?

16. Volume molaire d'un gaz parfait

Le gaz parfait est un modèle thermodynamique décrivant le comportement des gaz réels à basse pression.
La relation entre la pression, le volume et la température est, dans ces conditions, indépendante de la nature du gaz. Cette propriété s'explique par le fait que lorsque la pression est faible, les molécules de gaz sont suffisamment éloignées les unes des autres pour que l'on puisse négliger les interactions électrostatiques qui dépendent, elles, de la nature du gaz. De

nombreux gaz réels vérifient avec une excellente approximation le modèle du gaz parfait dans les conditions normales. C'est le cas des gaz principaux de l'air, le diazote N_2 et le dioxygène O_2.

La relation entre la pression (P en Pa) , le volume (V en m^3) et la température (T en K) d'un gaz parfait est déterminée comme ceci:

$$PV = nRT$$

n le nombre de moles,
R la constante universelle des gaz, **R=8.31 J /(K x mol)**

Dans les conditions normales de pression et de température (TPN), **T=0°C, P= 1 atm**, cette relation se transforme en une relation plus simple :

$$n = V / V_m$$

V_m = 22.4L/mol, volume molaire (en L/mol))

Une mole d'un gaz parfait occupe le volume **22.4 L** aux conditions TPN: **T=0°C, P= 1 atm**

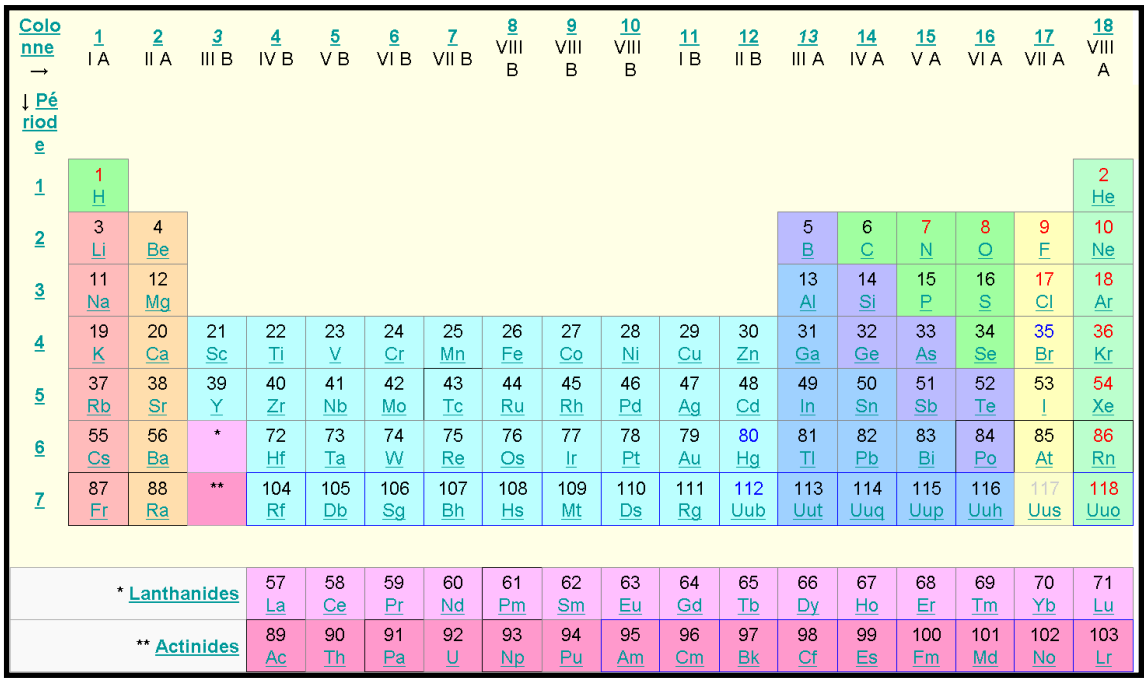
Effectuer les calculs (les gaz sont aux conditions TPN) :

Gaz	Masse molaire [g/mol]	nombre [mol]	Volume [L]	Masse [g]
N_2		1		
CO			39	
CO_2				89

Calculs :

Tableau périodique des éléments

17. Tableau périodique des éléments (TPE) de Mendeleïev



Colonne → / ↓ Période	1 I A	2 II A	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	18 VIII A
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	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
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
* Lanthanides				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
** Actinides				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Principes de TPE

Dans le tableau périodique tous les éléments situés dans une même colonne (de 1 à 18), présentent des propriétés chimiques proches. L'explication de ce comportement repose sur le fait que **le nombre d'électrons de leur couche la plus périphérique est identique**. D'où des propriétés chimiques proches et par conséquent leur regroupement.

Les éléments sont groupés en :

métaux : à gauche et au milieu

non-métaux : en haut vers la droite

semi-métaux (métalloïdes): situent entre les métaux et les non-métaux (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At)

les métaux de transition (groupes IB-VIIIB)

les lanthanides : Z = 57 à 71, **les actinides** : Z = 89 à 103

Certains éléments d'une même colonne ont reçu des **noms de famille** :

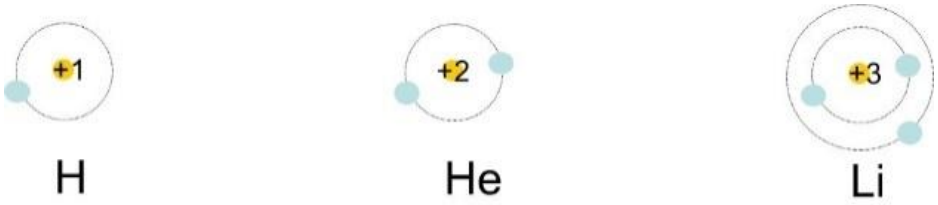
1. **métaux alcalins** (Li, Na, K)
2. **métaux alcalino-terreux** (Ca, Sr, Ba, Ra)
3. **halogènes** (F, Cl, Br, I)
4. **gaz nobles** (He, Ne, Ar)

18. Métaux, non-métaux et métalloïdes

Métaux (majorité)	**Métalloïdes (8):**	**Non-métaux (17)**
• Solides (exc. Hg) • Cristaux • Couleur grise (exc. Au, Cu) • Haute brillance • Conductivité électrique et thermique élevées • Souvent s'oxydent et corrodent (Fe_2O_3, rouille) • Malléables et ductiles • Certains métaux sont magnétiques (Fe, Co, Ni)	**B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At** • Solides • Cristaux • Couleur grise • Brillance • Ne conduisent pas l'électricité à T ambiante, mais si on applique de l'énergie (thermique, électrique, photonique)	• Gaz (H_2, O_2, N_2), solides (C, P_4, S_8) • Non-conducteurs de l'électricité et de la chaleur

19. La structure électronique par couches

Les électrons de nuage électronique sont repartis dans des couches sphériques successives



La répartition des électrons chez les éléments des **groupes principaux (IA-VIIIA)** suit des règles strictes, notamment :

- Le **nombre d'électrons sur la couche externe** correspond au **numéro de groupe** dans TPE
- Le **nombre des couches électroniques** correspond au **numéro de période** dans TPE
- Le **numéro atomique** (Z) indique le **nombre total des électrons** sur toutes les couches

Pour 4 premières périodes, le nombre maximum d'électrons (Ne) par couche est défini par la formule :

$$N_{\text{électrons (max.)}} = 2n^2$$

n = numéro de période

Couche 1: maximum. …… é

Couche 2: maximum …… é

Couche 3: maximum. …… é

Couche 4: maximum. ……. é

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA

Les éléments d'un même groupe ont le comportement chimique similaire parce que les configurations de leurs couches électroniques périphériques sont similaires (par ex. Li, Na, K sont très réactifs)

La répartition des électrons chez les **éléments des groupes secondaires (IB-VIIIB)** est atypique, c'.-à.-d. les électrons supplémentaires vont remplir l'avant-dernière couche au lieu de remplir la couche périphérique. La couche périphérique contient, dans la majorité des cas, seulement 2 électrons

Groupe/ Période	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B
4	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn

7. Exercice : Structure électronique

- Donnez la configuration électronique (par couche) des ions suivants :

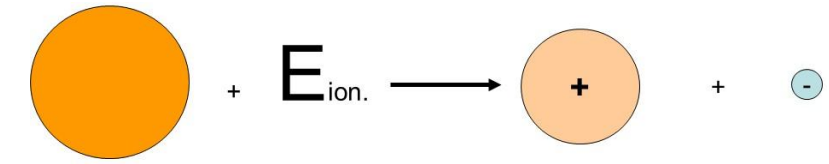
In, Xe, Pb, Li^{+}, H^{-}, N^{3-}, F^{-}, S^{2-}, Al^{3+}, Br^{-}, Rb^{+}

- Parmi des espèces suivantes, lesquelles sont isoélectroniques : C, Cl^-, B^-, Ar, Zn, Ge^{2+}. « Espèces isoélectroniques » son des espèces possédant la même structure électronique (même distribution des électrons sur les couches)

20. Energie d'ionisation

L'énergie d'ionisation est l'énergie requise pour arracher un électron d'un atome

Sa valeur équivaut à la force qui retient un électron dans l'atome.



atome neutre (gazeux) | énergie | ion positif (gazeux) | Électron

L'énergie d'ionisation (E ion.) définit le **caractère métallique d'un élement**.

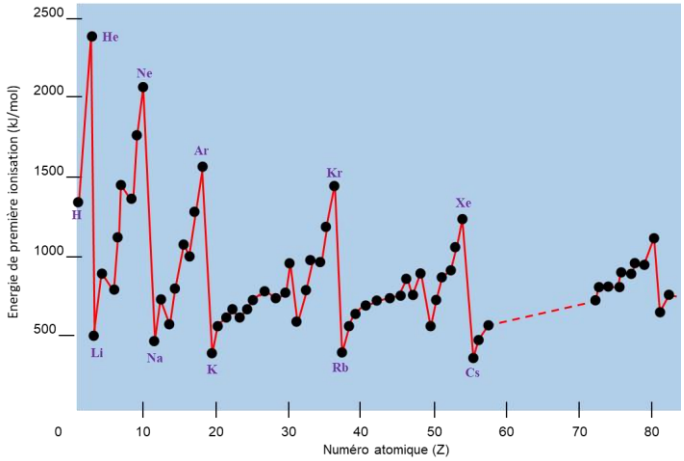
Les **métaux**, surtout les métaux alcalins, possèdent une énergie d'ionisation très faible, ce sont des bons donneurs des électrons.

Au contraire, les **non-métaux**, surtout les halogènes, possèdent une énergie d'ionisation très élevée, leur caractère métallique est quasi-nulle et ils n'ont une faible tendance de donner leurs électrons.

21. Périodicité de propriétés chimiques : énergie d'ionisation

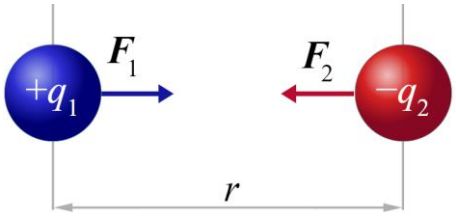
La **périodicité des propriétés** des éléments dans le tableau périodique veut dire que les propriétés (physiques, chimiques) se répètent régulièrement d'une période à l'autre, comme des jours de la semaine.

Dans le tableau ci-dessous, en passant du Li au Ne, **E ion.** augmente progressivement, puis entre Ne et Na **E ion.** chute de manière abrupte. Ensuite, de Na à Ar elle augmente de nouveau, puis entre Ar et K elle chute de nouveau.



1. **En passant dans une période de gauche à droite, E ion. augmente, mais le caractère métallique diminue**

Pour le comprendre, rappelons-nous la loi de Coulomb (ci-dessous) :



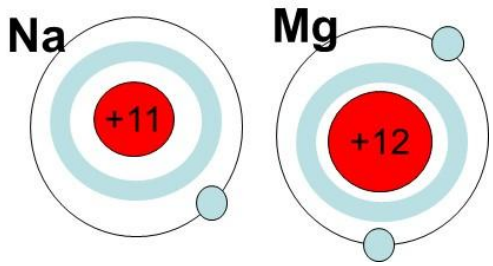
$$|F_1| = |F_2| = k_e \frac{|q_1 \times q_2|}{r^2}$$

F la force d'attraction entre les charges positive (noyau) et négative (électrons)

q_1 la charge positive ; **q_2** la charge négative

r la distance entre le noyau et la dernière couche électronique

Exemple 1 : Comparer **E ion.** de Na et K :



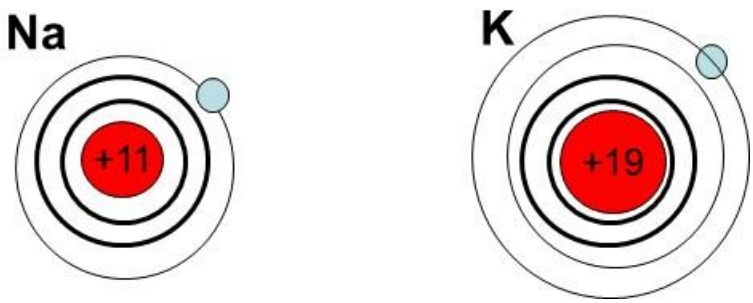
E ion. du Na est plus faible que celle du Mg, car le noyau du Na (dont la charge est plus faible) attire moins son électron de la couche externe. Il peut donc être arraché facilement.

Quel métal possède le caractère métallique plus prononcé ?

Augmentation de **E ion.** est expliquée par le fait le noyau des atomes situés à gauche exercent une force plus faible sur les électrons, car un plus petit nombre de protons est présent dans le noyau.
À l'opposé, dans les atomes situés à droite le noyau exerce une plus grande force sur les électrons à cause du noyau plus chargé. Ces électrons nécessitent donc une plus grande quantité d'énergie pour qu'ils soient arrachés.

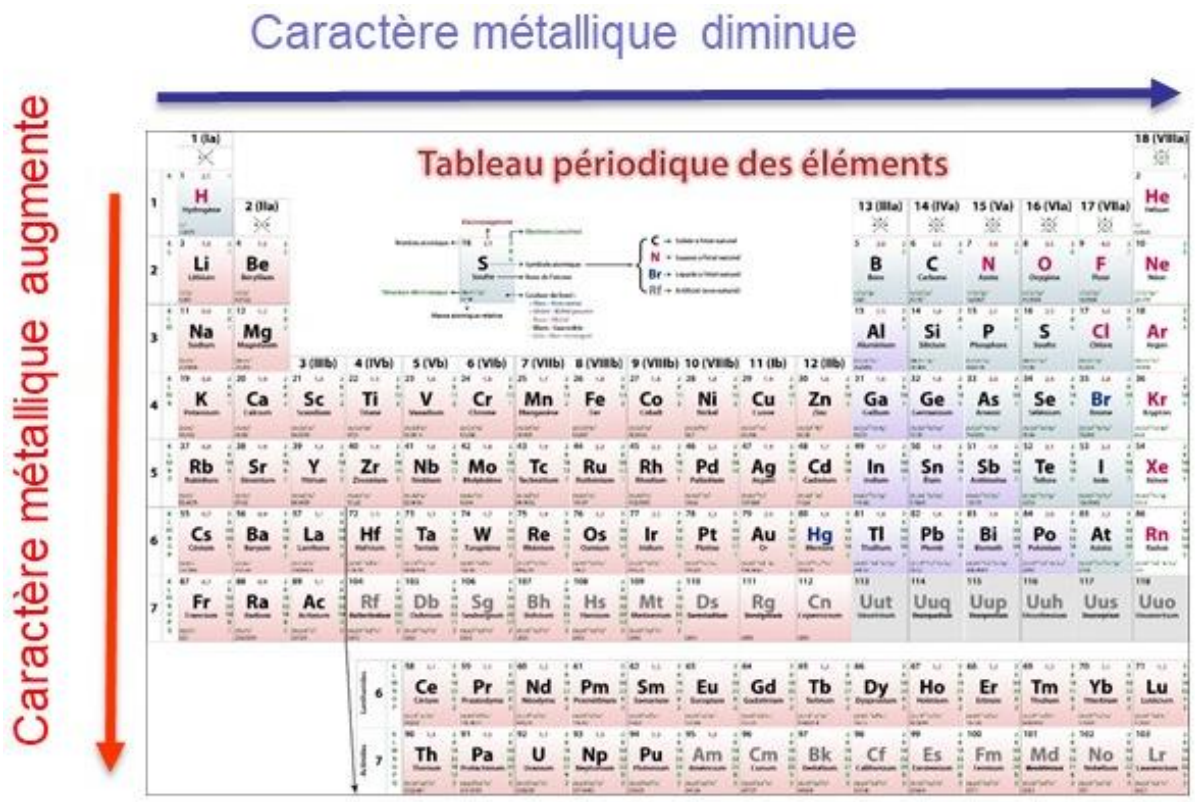
2. En descendant dans le groupe (du haut en bas) , E ion. diminue, mais le caractère métallique augmente

Exemple 2 : Comparer **E ion.** de Na et K :



Quel élément, Na ou K, possède le caractère métallique plus prononcé et pourquoi?

La diminution de **E ionis.** dans le groupe (du haut en bas) est expliquée fait qu'avec le nombre des couches croissant, les électrons sur la dernière couche sentent de moins en moins la force d'attraction de noyau. Ils peuvent alors facilement quitter leur atome, **E ionis.** est donc faible.

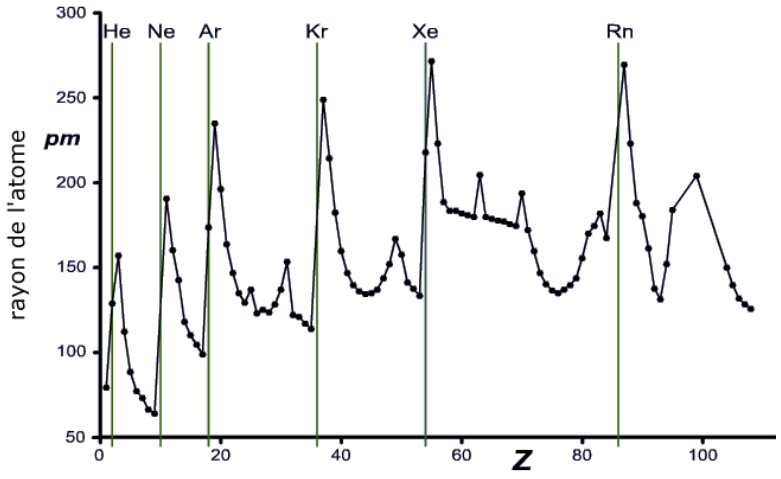


22. Périodicité de propriétés chimiques : rayon atomique

Le changement du rayon atomique dans le tableau de Mendeleïev est périodique et se répètent régulièrement d'une période à l'autre, comme des jours de la semaine.

Dans le groupe (de haut en bas), le rayon atomique augmente car le nombre de couches augmente.

Dans la période (de gauche à droite), le rayon atomique diminue car la charge augmente et la force de Coulomb augmente.



1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 32							He 50
Li 155	Be 112	B 98	C 91	N 92	O 73	F 72	Ne 71
Na 190	Mg 160	Al 143	Si 132	P 128	S 127	Cl 99	Ar 98
K 235	Ca 197	Ga 141	Ge 137	As 139	Se 140	Br 114	Kr 112
Rb 248	Sr 215	In 166	Sn 162	Sb 159	Te 160	I 133	Xe 131
Cs 267	Ba 222	Tl 171	Pb 175	Bi 170	Po 176	At 142	Rn 140

8. Exercice : Périodicité des propriétés chimiques : rayon atomique

- En vous basant sur sa structure électronique et la loi de Coulomb, dites quel atome a le rayon plus grand dans chacune des paires suivantes et pourquoi :

  Na Cs

  Be Ca

  N Sb

  F O

  Ca K

- Classez les ions suivants par ordre croissant de leurs rayons : N^{3-}, Na^{+}, F^{-}, Mg^{2+}, O^{2-}. Expliquez pourquoi, dans le cas d'ions isoélectroniques, les anions sont plus gros que les cations*

** « Espèces isoélectroniques » = espèces possédant la même structure électronique (même distribution des électrons sur les couches)*

23. Groupe d'éléments IA: métaux alcalins (Li, Na, K, Rb, Cs)

- Ils ont 1 seul électron sur la couche périphérique, qu'ils peuvent perdre facilement et former les ions chargés +1
- Leur énergie d'ionisation est très faible Faible densité. Très mous et malléables.
- Ils sont très réactifs. Ils s'oxydent facilement en présence d'oxygène (on les stocke dans l'huile ou kérosène)
- Ils réagissent violemment avec de l'eau (H_2O) : réaction Na avec H_2O (voir au laboratoire)
- Applications : batteries à Li, fabrication des bases (NaOH)



$2Na + 2H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2$

24. Groupe d'éléments IIA : Métaux alcalino-terreux (Be, Mg, Ca, Sr, Ba)

- Ils ont 2 électrons sur la couche périphérique, qu'ils peuvent perdre facilement et former les ions chargés +2
- Ils possède une faible énergie d'ionisation (mais plus élevée que les métaux alcalins)
- Ils sont moins réactifs que métaux IA (leur réactivité augmente de Be à Ba): **pourquoi?**
- Réagissent lentement avec l'eau (H_2O): la corrosion
- S'oxydent bien, mais moins facilement que métaux alcalins
- Réagissent avec des acides avec le dégagement d'hydrogène (H_2)
- Applications : automobile, sport, aéronautique, médical (alliages Mg)

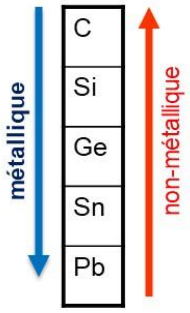
$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$



Un stent biorésorbable en alliage de magnésium (Magmaris® de Biotronik) se dissout lentement dans le corps humaine grâce à la facilité du magnésium de se corroder

25.Groupe d'éléments IVA: C, Si, Ge, Sn, Pb

Dans ce groupe, on remarque bien l'augmentation du **caractère métallique** en descendant dans le groupe :
C = non-métal ; **Si, Ge** = métalloïdes ; **Sn, Pb** = métaux.



Applications:

- **C (diamant) :** outils de coupe; bijouterie
- **C (graphite) :** lubrifiant; électrodes dans la galvanoplastie; modérateur dans les réacteurs nucléaires
- **Si :** circuits et puces électroniques (diodes, transistors); cellules photovoltaïques; horlogerie (mouvement)
- **Ge :** circuits et puces électroniques (diodes, transistors)
- **Sn :** alliages Cu-Sn (bronze); brasure; monnaie; boites des conserves (en revêtement)
- **Pb :** élément toxique; batteries de voiture (70%); peinture (pigments); brasure; protection contre rayons X



Plaquettes (wafers) en Si: diam. 10 cm, épais. 125 microns

Gravure chimique sèche à travers le masque



Spiral Siloxy en silicium de Rolex (2014) avec le mouvement 2236 d'Oyster Perpetual Datejust Pearlmaster 34

26.Groupe d'éléments VIIA: F, Cl, Br, I, At (halogènes)

- Halogènes sont des non-métaux typiques
- Ils ont 7 électrons sur la couche périphérique
- Les halogènes sont très réactifs. Ils acceptent facilement des électrons des autres éléments mais ne les donnent pas facilement (bons accepteurs = mauvais donneurs)
- Ils forment majoritairement des ions chargés -1 (pourquoi?)
- Ils forment les molécules diatomiques : **F_2, Cl_2 , Br_2, I_2**
- **F_2, Cl_2** sont des gaz, **F_2, Cl_2** – liquide, **I_2** – solide d'aspect métallique (se sublime facilement), **At** – radioactif
- Ils réagissent avec de l'hydrogène pour former les acides forts

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

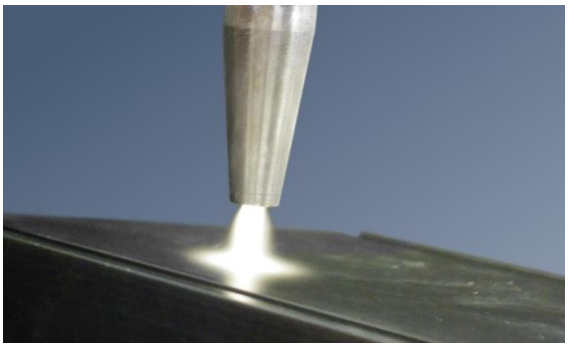
Application : très irritants et agressifs, les halogènes (notamment le chlore et l'iode) sont utilisés comme désinfectants (eau de Javel, teinture d'iode) et comme blanchisseurs (pour le papier et les tissus).

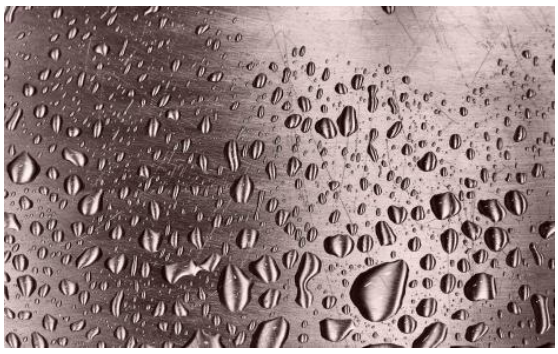
27. Groupe d'éléments VIIIA : He, Ne, Ar, Kr, Xe (gaz nobles)

- Existent en forme monoatomique (un seul atome)
- Leur couche périphérique est complètement remplie (8 électrons)
- L'énergie d'ionisation est très élevée
- Ils sont inertes chimiquement et ne réagissent que très peu avec d'autres substances (ne peuvent ni accepter, ni donner ses électrons)

Applications :

- Lampes (Ne)
- Traitement de surfaces (nettoyage par plasma Ar, activation des surfaces, le dépôt sous vide des revêtements, PVD)
- Nettoyage par plasma change la mouillabilité de surfaces





28.Caractéristiques des familles des éléments

Famille	Exemples	Nb. électrons couche externe	Etat physique	Molécule ou cristal?	Energie d'ionisation (faible/forte), type d'ion formé	Réactivité (faible, forte)?
métaux alcalins						
métaux alcalino-terreux						
halogènes						
gaz rares						

Solutions

29.Solutions

Une solution est un mélange homogène de deux substances ou plus.
Les solutions peuvent exister en 3 états (liquide, solide, gaz).

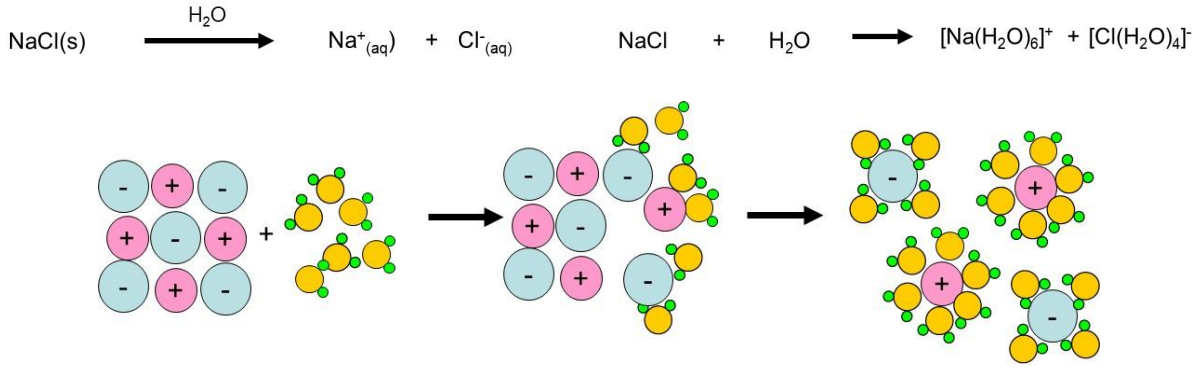


Soluté **Solvant** **Solution**

Soluté	**Solvant**	**Etat de solution**	**Exemples**
Gaz	Gaz		
Gaz	Liquide		

Gaz	Solide		
Liquide	Liquide		
Solide	Liquide		
Solide	Solide		

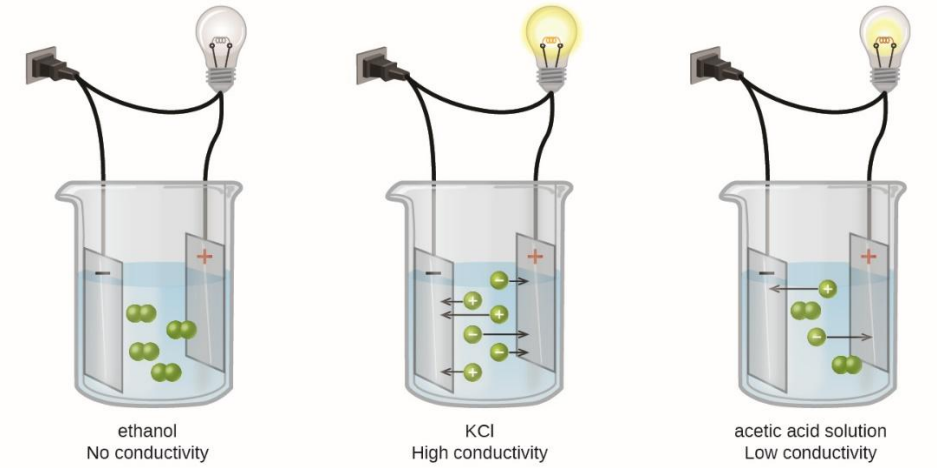
30.Processus de dissolution des composés ioniques



Processus de solvatation (hydratation en cas de H_2O) est le processus par lequel une molécule (ou ions) de soluté est entourée de molécules de solvant

Pourquoi la solution de NaCl dans l'eau conduit l'électricité ?

31. Electrolytes et non-électrolytes



Un **électrolyte** est une substance qui, une fois dissoute dans l'eau, forme une solution qui conduit l'électricité

(HCl, HNO3, H2SO4, NaOH, KOH, la plupart de sels)

Un **non-électrolyte** est une substance qui, une fois dissoute dans l'eau ne conduit pas l'électricité (méthanol, éthanol, glucose, saccharose)

Un **électrolyte faible**, une fois dissoute dans l'eau, conduit légèrement l'électricité (NH3, CH3COOH, H2O, HF)

32. Les électrolytes forts et faibles

Un **électrolyte fort** se dissocie complétement (à 100%) dans l'eau en créant les ions hydratés.

$$HCl\ (gaz) \xrightarrow{H_2O} H^+\ (aq.) + Cl^-\ (aq.)$$

La dissociation est irréversible. Les ions H+ ne se recombinent pas avec les ions Cl- pour former les molécules de l'acide HCl.
Un **électrolyte faible** se dissocie partiellement dans l'eau en créant les ions hydratés.
La dissociation est réversible. Les ions hydratés se recombinent entre eux en créant les molécules d'origines.
Un équilibre chimique dynamique s'installe.

$$CH3COOH\ (aq.) \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} H^+\ (aq.) + CH3COO^-\ (aq.)$$

33. Les différents types de concentrations

Exemple: une solution est composée d'une quantité déterminée du sel de cuisine (NaCl) dissout dans l'eau.
Il y a plusieurs manières d'exprimer sa concentration.

Concentration massique g/l = la masse de soluté **NaCl** (en grammes) se trouvant dans un litre de solution

C_mass. (NaCl) = m(NaCl) / V solution

Fraction ou % massique = la masse de soluté (g) se trouvant dans 100g de solution

ω (NaCl) = 100% x m(NaCl) / m solution

Concentration molaire exprime le nombre de moles de soluté se trouvant dans 1 litre d'une solution (en **mol/l** ou **M**)

c(NaCl) = n(NaCl) / V solution

Dilution des solutions : Lors de la dilution, la masse et le nombre de moles du soluté ne change pas !



Moles du soluté avant la dilution (i) = Moles du soluté après la dilution (f)

$$c_i \cdot V_i = c_f \cdot V_f$$

9. Exercice : Dilution des solutions

Décrire la préparation de 500 ml d'une solution H_2SO_4 à 1.75 mol/l à partir d'une solution de H_2SO_4 à 8.6 mol/l.

10. Exercice : Concentrations des solutions

- Calculez la masse de sel de cuisine (NaCl) se trouvant dans 700 ml d'une solution dont la concentration molaire est de 1.3 mol/l ?

- On considère 5 litres d'une solution d'hydroxyde de potassium (KOH) dont la concentration vaut 31 %. La masse volumique de cette solution vaut 1.3 g/ml.

  a) Calculer la masse (en g) de KOH présent dans cette solution.
  b) Calculer la concentration molaire de KOH.

- Un vinaigre contient 8 g/l d'acide acétique, CH_3COOH. Combien d'eau (en litres) faut-il ajouter à un demi-litre de ce vinaigre pour baisser la concentration de l'acide à 5 g/l.

- On considère deux solutions de bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$). On mélange 100 ml de la solution 1 dont la concentration est 0.8M avec 50 ml de la solution 2 dont la concentration est 1.2M. Calculer la concentration finale en mol/l et en g/l.

Questions d`autocontrôle

1. Parmi les processus suivants, physiques et chimiques, soulignez ceux qui sont chimiques :

- La neige fond
- Le fer s'oxyde pour former la rouille.
- Le bois brule dans l'air.
- L'argent se terni (se couvre d'une couche noirâtre)
- Dissoudre du sel dans l'eau
- Le cire fond puis brule
- Allumer la lumière
- Allumer une allumette
- Explosion de la nitroglycérine

2. Parmi les substances suivantes, soulignez une fois celles qui sont les corps simples et deux fois celles qui sont les composés :

- Dioxyde de carbone ($CO_{2)}$
- Quartz (SiO_2)
- Diamant
- Or 24 carats (or pur)
- Eau oxygénée (H_2O_2).
- Silicium (Si)
- Alcool éthylique pur
- Laiton (alliage CuZn)
- Acier (alliage à base de FeC)
- Acétone (solvant pour le nettoyage).
- Vinaigre
- Sel de cuisine

3. Parmi les mélanges, soulignez une fois ceux qui sont homogène et deux fois ceux qui sont hétérogènes :

- Lait
- Alliage Ti - Ni
- Eau salée

4. Le dioxygène est … (plusieurs réponses possibles)

- un atome,
- un élément,
- une molécule
- un corps simple

5. S^{2-} est …

- un élément,
- un atome,
- une molécule,
- un ion

6. L'eau (aux conditions normales) est … (plusieurs réponses possibles)

- une molécule,
- un composé,
- un cristal

7. Al_2O_3 (aux conditions normales) est …(plusieurs réponses possibles)

- une molécule
- un composé
- un cristal

8. Parmi les substances suivantes : diamant ; fer, CO_2 ; NaCl (sel de cuisine), O_2 ; aluminium
   - laquelle est un cristal ?.....
   - laquelle est une molécule?.....

9. Quelle différence y a-t-il entre ^{63}Cu et ^{65}Cu ?

10. Pour chacune des espèces suivantes, déterminez le nombre de protons, de neutrons et d'électrons

    ^{25}Mg

    $^{27}Al^{3+}$

    $^{14}N^{3-}$

11. Donnez pour chacun des isotopes suivants le symbole approprié :
    a) $Z = 11$, $A = 23$.
    b) $Z = 28$, $A = 64$

12. Donnez 1 exemple de:

- métaux alcalins
- métaux alcalino-terreux
- halogènes
- gaz rares (ou inertes)
- métaux de transition

14. Parmi les substances suivantes : SO_2; S_8; Cs ; N_2O_5 ; O ; O_2 ; O_3 ; CH_4 KBr, S P_4 , LiF.
   - lesquelles sont des éléments ? .....
   - lesquelles sont des molécules sans être des composés ? .....
   - Lesquelles sont des composés sans être des molécules ? .....
   - lesquelles sont à la fois des molécules et des composés ? .....

15. Que représente le nombre d'Avogadro ? (une seule réponse est juste)
    - Le nombre d'atomes se trouvant dans une mole de la matière
    - Le nombre de grammes se trouvant dans une mole de la matière
    - Le nombre de particules se trouvant dans une mole de la matière

16. Quelles sont les propriétés des gaz nobles (rares) ? Soulignez les bonnes réponses
    - Ils sont très réactifs

- On ne les trouve pas sur la Terre
- Leur dernière couche électronique est pleine
- Ils sont très peu réactifs chimiquement

17. Les métaux conduisent l'électricité parce que (une seule réponse est juste) :
    - ils possèdent la structure cristalline bien ordonnée ;
    - ils sont majoritairement à l'état solide ;
    - ils ont des électrons ;
    - ils ont des électrons délocalisés (libres)

18. Pour conduire l'électricité, les semi-conducteurs doivent (plusieurs réponses justes) :
    - Être dopés par des impuretés ;
    - Doivent posséder les charges mobiles ;
    - Être excités par une source externe (lumière, tension, chaleur)

19. Les éléments de transition sont (une seule réponse):
    - Exclusivement les métaux
    - Exclusivement les non-métaux
    - Mélange de deux

20. Dans le tableau périodique, les éléments métalliques se trouvent (une seule réponse):
    - à gauche et au milieu
    - à droite et au milieu
    - Exclusivement dans les colonnes 1 et 2

21. Pour les substances suivantes, indiquez la famille à laquelle elles appartiennent (oxyde, sel, acide, base)

Nom de la substance	**Formule chimique**	**Famille (sel, acide, base, oxyde)**
Dioxyde de carbone		
	KOH	
Acide chlorhydrique		
	Fe_2O_3	
Chlorure de sodium		
	$CaCO_3$	
	H_2SO_4	
Hydroxyde de magnésium		

Réponses aux exercices

1. Exercice : Nomination et classification des substances

Complétez le tableau ci-dessous:

Nom de substance	Sa formule	Cristal C ou Molécule M	Corps simple CS ou Corps composé CC	Oxyde, Sel, Base, Acide (pour CC)
Uranium (métal radioactif)	U	C	CS	-
Dioxygène ou oxygène moléculaire	O_2	M	CS	-
Hydroxyde de potassium	KOH	C	CC	base
Méthane (gaz organique)	CH_4	M	CC	-
Sulfure de potassium	K_2S	C	CC	sel
Carbonate de calcium	$CaCO_3$	C	CC	sel
Dibrome ou brome moléculaire	Br_2	M	CS	-
Acide chlorhydrique	HCl	M	CC	acide
Argon (gaz noble)	Ar	M	CS	-
Fluorure de sodium	NaF	C	CC	sel
Magnesium (metal)	Mg	C	CS	-
Chlorure de magnésium	$MgCl_2$	C	CC	sel
Phosphore	P_4	C/M	CS	-
Eau (liquide)	H_2O	M	CC	oxyde
Souffre	S_8	C/M	CS	-
Oxyde de fer (III)	Fe_2O_3	C	CC	oxyde
Corindon (minéral)	Al_2O_3	C	CC	oxyde
Sulfate de sodium	Na_2SO_4	C	CC	sel
Quartz (minéral)	SiO_2	C	CC	oxyde
Sel de cuisine	NaCl	C	CC	sel
Acide sulfurique	H_2SO_4	M	CC	acide
Hydroxyde de baryum	$Ba(OH)_2$	C	CC	base
Dioxyde de carbone (gazeux)	CO_2	M	CC	oxyde
Ozone	O_3	M	CS	-
Diamant	C	C	CS	-
Graphite	C	C	CS	-

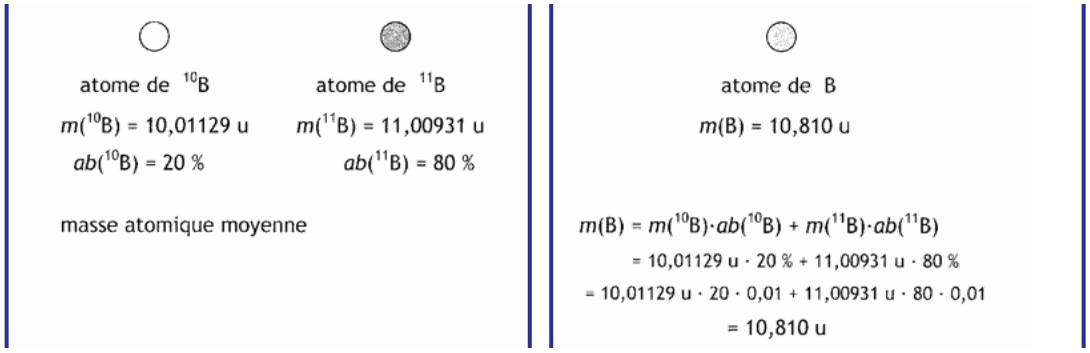
2. Exercice : Formule chimique des sels

Ions	K^+	Al^{3+}	Ca^{2+}	NH_4^+
Cl^-	KCl	$AlCl_3$	$CaCl_2$	NH_4Cl
SO_4^{2-}	K_2SO_4	$Al_2(SO_4)_3$	$CaSO_4$	$(NH_4)_2SO_4$
PO_4^{3-}	K_3PO_4	$AlPO_4$	$Ca_3(PO_4)_2$	$(NH_4)_3PO_4$
NO_3^-	KNO_3	$Al(NO_3)_3$	$Ca(NO_3)_2$	NH_4NO_3

3. Exercice : Isotopes

isotope de l'élément	symbole de l'isotope	numéro atomique	nombre de protons	nombre de neutrons	nombre de masse	nombre d'électrons
	^{A}X	Z			A	
Magnésium 24	^{24}Mg	12	12	12	24	12
Manganèse 55	^{55}Mn	25	25	30	55	25
Rhénium 186	^{186}Re	75	75	111	186	75
Niobium 94	^{94}Nb	41	41	53	94	41
Tungstène 184	^{184}W	74	74	110	184	74
Osmium 190	^{190}Os	76	76	114	190	76
Cuivre 65	^{65}Cu	29	29	36	65	29
Uranium 235	^{235}U	92	92	143	235	92
Ion de fer 56	$^{56}Fe^{2+}$	26	26	30	56	24
Ion d'aluminium 27	$^{27}Al^{3+}$	13	13	14	27	10
Ion d'azote 14	$^{14}N^{3-}$	7	7	7	14	10

4. Exercice : Masse atomique



5. Exercice : Abondance isotopique

Calcul de l'abondance isotopique.

- La masse atomique du bore naturel est 10,811 u. Il est constitué d'un mélange isotopique de deux isotopes de masses atomiques respectives 10,010 u et 11,009 u. Quelle est la composition isotopique du bore naturel (abondance, en %, de chaque isotope).

$\tilde{m}_B = m_1 \cdot \text{abondance}(1) + m_2 \cdot \text{abondance}(2)$

Supposons que l'abondance (1) : $ab(^{10}B) = x$

Puisque il y a seulement deux isotopes de bore, la somme de leurs abondances égale à 1 (soit 100 %)

$ab(^{11}B) = 1 - x$

$\tilde{m}_B = 10{,}811$

$m_1 = 10{,}010$

$m_2 = 11.009$

$10.010 \cdot x + 11.009\,(1-x) = 10{,}811$

$x = 0{,}198$ soit 19,8 % (^{10}B)

$1 - x = 0{,}802$ soit 80,2 % (^{11}B)

6. Exercice : Nb. Avogadro et la quantité de matière

- Laquelle des quantités suivantes aura la masse la plus élevée : 2 atomes de plomb ou 2×10^{-23} mol d'hélium ?

La masse atomique Pb = 207,2 u soit en [gr]

$207,2 \cdot \underline{1,66 \cdot 10^{-24}} = 3,44 \cdot 10^{-22}$ g

Facteur de conversion entre [u] et [g]

La masse de 2 atomes Pb est donc $6,88 \cdot 10^{-22}$ g

1 mol He pèse 4 g (puisque sa masse molaire est 4 g/mol)

Cela donne pour $2 \cdot 10^{-23}$ mol He $\Rightarrow 8 \cdot 10^{-23}$ g

$6,88 \cdot 10^{-22}$ g Pb > $8 \cdot 10^{-23}$ g He

- Combien de molécules HCl se trouvent dans 4 moles de cette substance ?

Dans 1 mole, il y a $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ molécules HCl

Dans 4 moles, il y a $4 \cdot N_A = 2,408 \cdot 10^{24}$ molécules

- Combien de grammes pèsent 18.06 x 10^{23} atomes d'Ar?

1 mole Ar = $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes pèsent 40g
(puisque la masse molaire Ar est 40 g/mol)

Si on a $18,06 \cdot 10^{23}$ atomes, cela fait 3 mol et
donc $3 \cdot 40 = 120$ g

- Il y a plus de molécules H_2O dans 18 g d'eau que d'atomes He dans 4 g d'hélium, vrai ou faux?

18 g H_2O = 1 mol H_2O = $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules

4 g He = 1 mol He = $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes

Nombre de molécules H_2O = nombre d'atomes He

- Calculez les nombres d'atomes N, C, O et H contenus dans 1 g d'urée, $(NH_2)_2CO$,

Calculons le nombre de moles $(NH_2)_2CO$

$n = \frac{m}{M} = \frac{1}{60} = 1.67 \cdot 10^{-2}$ mol

Dans 1 mole $(NH_2)_2CO$ il y a 2 moles N, 4 moles H, 1 mole C et 1 mole O (voir sa formule)

N (atomes N) = $1,67 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 3,33 \cdot 10^{-2}$ mol soit $2 \cdot 10^{22}$ at.

Idem pour les autres atomes,

- La rouille peut être présentée par la formule Fe_2O_3. Combien de moles de Fe_2O_3 et de moles d'atomes de Fe sont présentes dans 24.6 g de ce composé ?

$n_{Fe_2O_3} = \frac{m}{M} = \frac{24,6}{159,7} = 0,154$ mol

Puisque dans 1 mol Fe_2O_3 il y 2 mol Fe et 3 mol O (voir sa formule), dans 0,154 mol Fe_2O_3 il y a $2 \cdot 0,154 = 0,308$ mol Fe

Quelle masse auront les ions O^{2-}, les molécules O_2, les molécules H_2O si on prend le nombre d'Avogadro de ces espèces (ions, molécules)?

Particules (atomes, molécules, ions)	Masse (g) contenue dans le nombre d'Avogadro de particules (N_A)
O^{2-}	16
O_2	32
H_2O	18

Particules (atomes, molécules, ions)	Nb. de particules (atomes, molécules)	Nb. moles (n)
O	28×10^{25}	465
O_2	27×10^{24}	4.5
H_2O	28×10^{25}	465

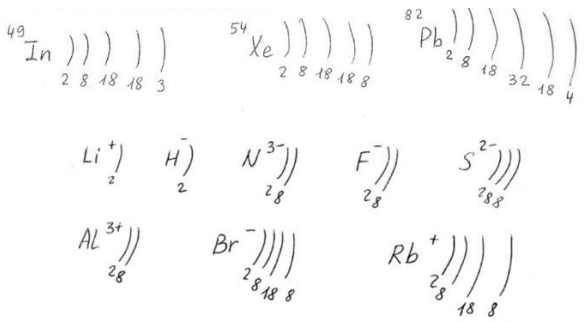
Particules	Masse molaire, g/mol	Nb. moles , mol	Masse, g
N	14	1	14
N^{3-}	14	2.8	39
N_2	28	3	84
NO_3^-	62	4.35	270
HNO_3	63	7	441

Gaz	Masse molaire, g/mol	Nb. moles, mol	Volume, L	Masse, g
N_2	28	1	22.4	28
CO	28	1.74	39	48.75
CO_2	44	2.02	45.3	89

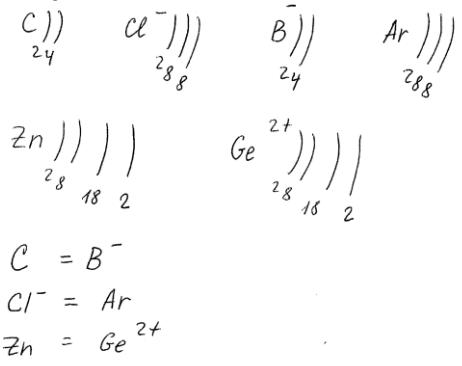
7. Exercice : Structure électronique

- Donnez la configuration électronique (par couche) des ions suivants :

In, Xe, Pb, Li^+, H^-, N^{3-}, F^-, S^{2-}, Al^{3+}, Br^-, Rb^+



- Parmi des espèces suivantes, lesquelles sont isoélectroniques : C, Cl^-, B^-, Ar, Zn, Ge^{2+}.
  « Espèces isoélectroniques » = espèces possédant la même structure électronique (même distribution des électrons sur les couches)



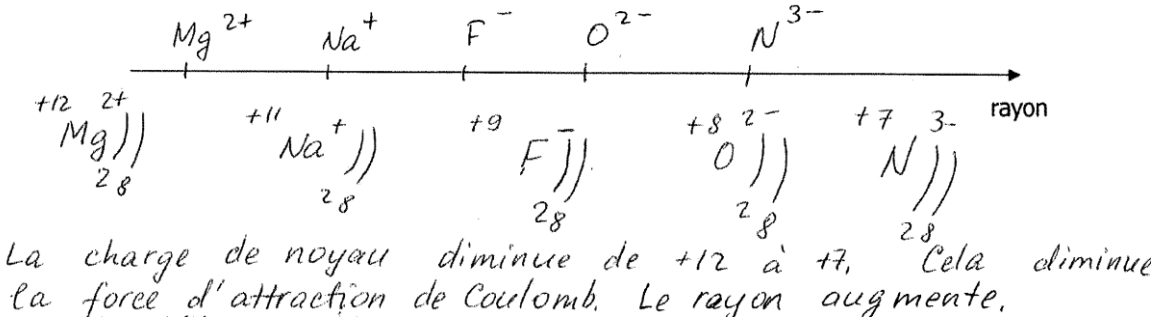
8. Exercice : Périodicité des propriétés chimiques : rayon atomique

En vous basant sur sa position dans le tableau périodique, dites quel atome a le rayon le plus grand dans chacune des paires suivantes et pourquoi :

1) Na < Cs 1) parce que Na a moins de couches électroniques
2) Be < Ca 2) idem 1)
3) N < Sb 3) idem 1)
4) F < O 4) parce que F a plus de protons, l'attraction de
5) Ca < K Coulomb est plus élevée, le rayon se contracte
5) idem 4)

- Classez les ions suivants par ordre croissant de leurs rayons : N^{3-}, Na^+, F^-, Mg^{2+}, O^{2-}.

Expliquez pourquoi, dans le cas d'ions isoélectroniques, les anions sont plus gros que les cations
« Espèces isoélectroniques » = espèces possédant la même structure électronique (même distribution des électrons sur les couches)



9. Exercice : Dilution des solutions

Décrire la préparation de 500 ml d'une solution H_2SO_4 à 1.75 mol/l à partir d'une solution de H_2SO_4 à 8.6 mol/l.

1.75 * 0.5 = 8.6 * X X = 0.1 litres

On prélève avec une pipette de 100 ml une solution H_2SO_4 à 8.6 mol/l, on la verse dans un ballon jaugé de 500 ml et on complète avec de l'eau à 500 ml jusqu'au trait de jauge.

10. Exercice : Concentrations des solutions

- Calculez la masse de sel de cuisine (NaCl) se trouvant dans 700 ml d'une solution dont la concentration molaire est de 1.3 mol/l ?

$C_{solution} = 1,3\ mol/l$, $V_{solution} = 0,7\ l$

$c = \frac{n}{V} \Rightarrow n = c \cdot V = 1,3 \cdot 0,7 = 0,91\ mol$

$m = n \cdot M$, $M_{NaCl} = 58,5\ g/mol$

$m = 0,91 \cdot 58,5 = \underline{53,2\ g}$

- On considère 5 litres d'une solution d'hydroxyde de potassium (KOH) dont la concentration vaut 31 %. La masse volumique de cette solution vaut 1.3 g/ml.

  a) Calculer la masse (en g) de KOH présent dans cette solution.
  b) Calculer la concentration molaire de KOH.

$m_{solution} = \rho \cdot V_{solution} = 1,3 \cdot 5000 = 6500\ g$

$w\% = \frac{m_{KOH}}{m_{solution}} \cdot 100 \qquad m_{KOH} = \frac{m_{solution} \cdot w}{100}$

$m_{KOH} = \frac{6500 \cdot 31}{100} = \underline{2015\ g}$

$n_{KOH} = \frac{m_{KOH}}{M_{KOH}} = \frac{2015}{56} = 36\ mol$

$C = \frac{n_{KOH}}{V_{solution}} = \frac{36}{5} = \underline{7,2\ mol/l}$

- Un vinaigre contient 8 g/l d'acide acétique, CH_3COOH. Combien d'eau (en litres) faut-il ajouter à un demi-litre de ce vinaigre pour baisser la concentration de l'acide à 5 g/l.

$V_{solution\ (1)} = 0,5\ l$. Dans cette solution, il y a $4\ g\ CH_3COOH$

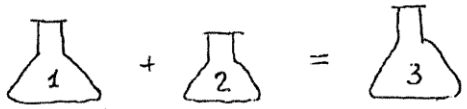
$m_{CH_3COOH} = \rho_1 \cdot V_{sol.(1)} = 4\ g$.

Dans la solution diluée, il y aura toujours $4\ g\ CH_3COOH$, mais son volume sera plus élevé.

Avec la nouvelle concentration de la solution (2), de 5 g/l, on calcule le nouveau volume :

$V_{solution\ (2)} = \frac{m}{\rho} = \frac{4}{5} = 0,8\ l$. On rajoute donc $0,8 - 0,5 = \underline{0,3\ l\ H_2O}$

- On considère deux solutions de bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$). On mélange 100 ml de la solution 1 dont la concentration est 0.8M avec 50 ml de la solution 2 dont la concentration est 1.2M. Calculer la concentration finale en mol/l et en g/l.



$V_1 = 100ml$ $V_2 = 50ml$ $C_3 = ?$

$C_1 = 0,8\ mol/l$ $C_2 = 1,2\ mol/l$ $\rho_3 = ?$

1) Calculer le nombre des moles de $NaHCO_3$ dans les solutions 1, 2 et 3 et le volume de la solution 3 :

$n_1 = C_1 \cdot V_1 = 0,8 \cdot 0,1 = 0,08\ mol$

$n_2 = c_2 \cdot V_2 = 1,2 \cdot 0,05 = 0,06\ mol$ } $n_3 = 0,14\ mol$

$V_3 = V_1 + V_2 = 150ml$ soit $0,15\ l$

2) Calculer la concentration finale C_3 :

$C_3 = \frac{n_3}{V_3} = \frac{0,14}{0,15} = \underline{0,93\ mol/l}$

3) Calculer la masse de $NaHCO_3$ dans la solution 3 et sa concentration en g/l :

$m_3 = n_3 \cdot M = 0,14 \cdot 84 = 11,76\ g$

$\rho_3 = \frac{m_3}{V_3} = \frac{11,76}{0,15} = \underline{78,4\ g/l}$