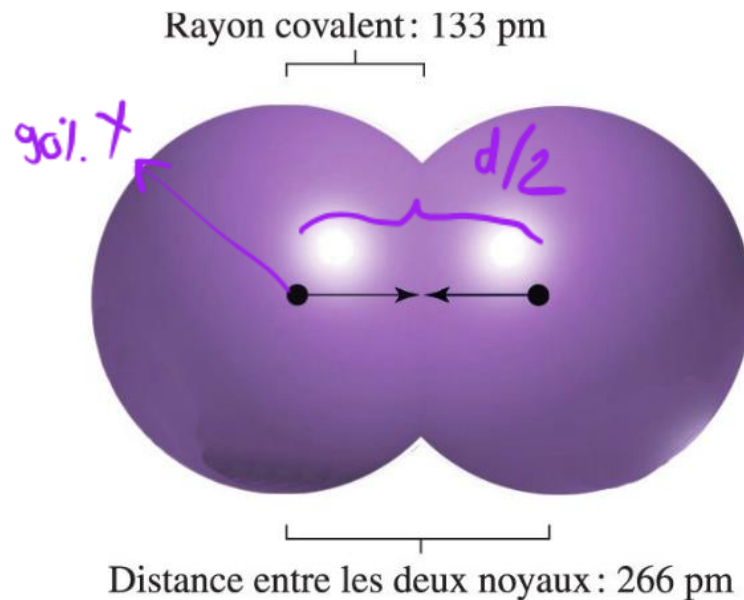


Rayon atomique

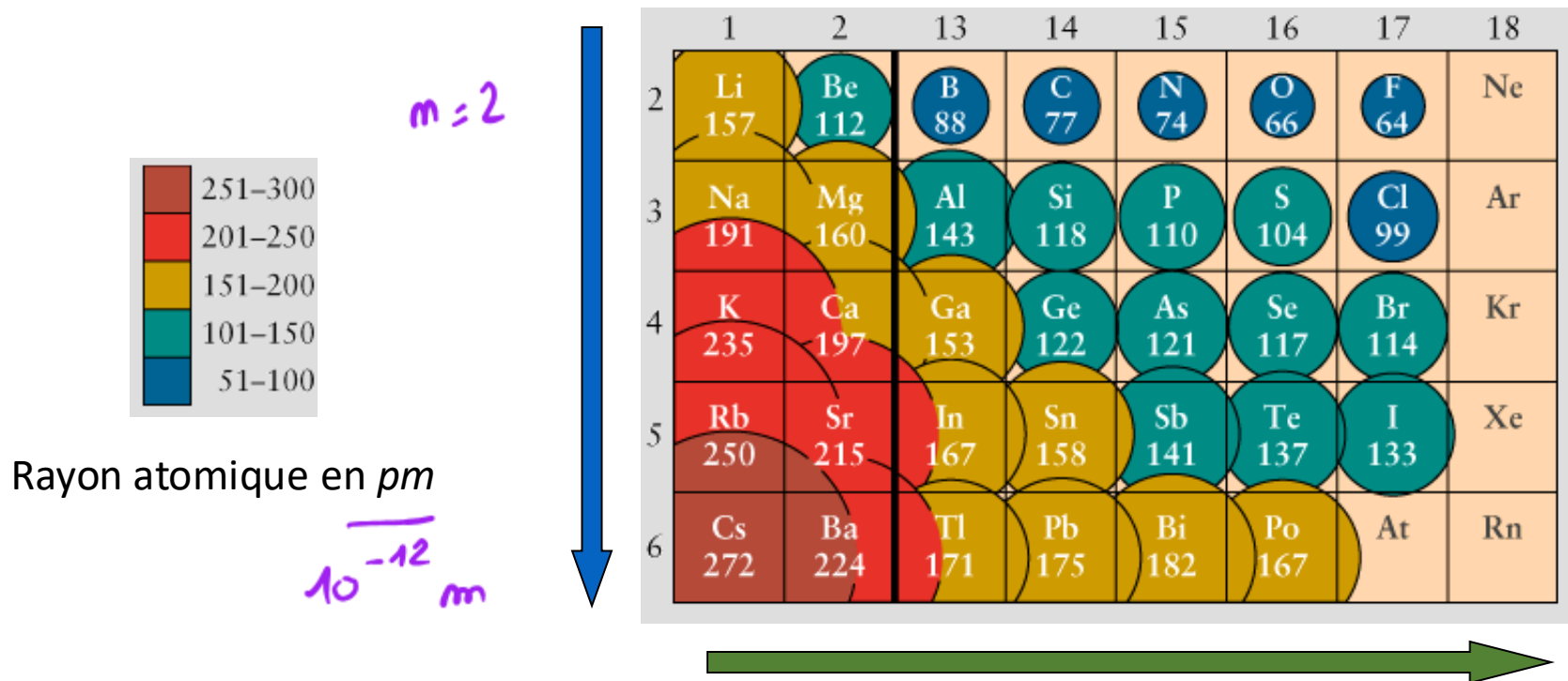
Définitions:

- 1) Demi-distance entre les centres d'atomes voisins (données expérimentales)
- 2) Calcul: Mathématiquement l'atome n'est pas fini, on définit une zone où on a 90% de probabilité de trouver les électrons



Rayon atomique

Le rayon atomique **augmente** lorsque l'on passe d'une **période** à l'autre du fait de l'addition de couches électroniques supplémentaires

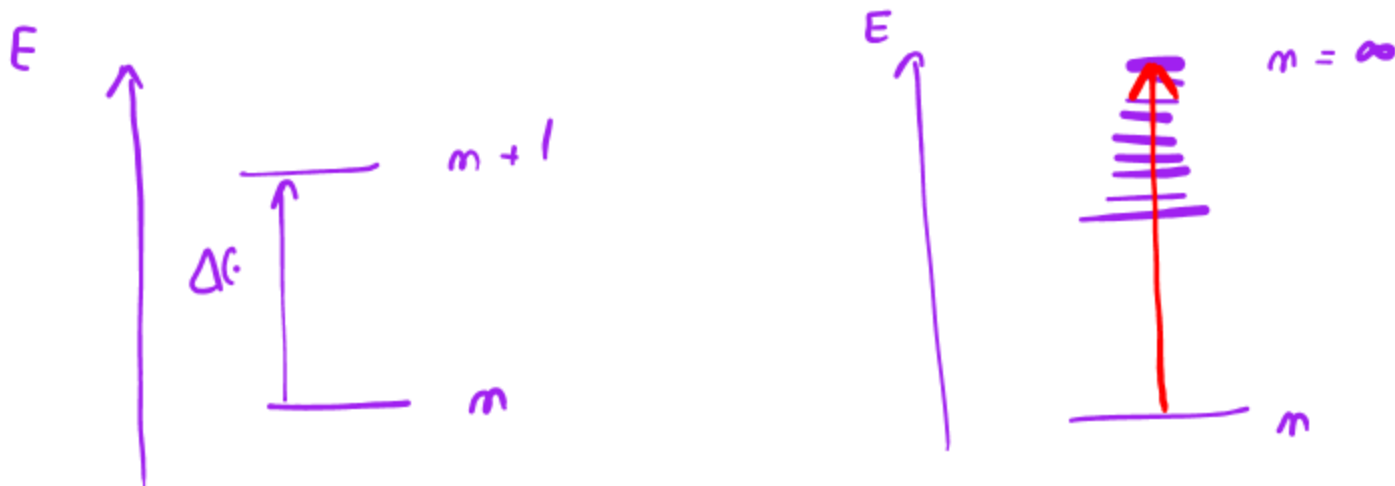


Le rayon atomique **diminue** du fait que la **charge du noyau augmente**
 → Les **forces** d'attraction sur la couche électronique **augmentent**.

Énergie d'ionisation

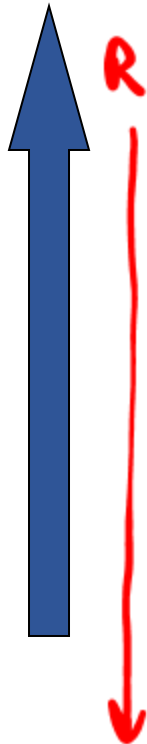
Définition:

- Énergie nécessaire pour arracher un électron et former **un ion positif** à l'état gazeux
- Les atomes isolés n'émettent pas d'électrons spontanément! Il faut fournir de l'énergie pour extraire un électron d'un atome, et cette énergie dépend de la taille de l'atome

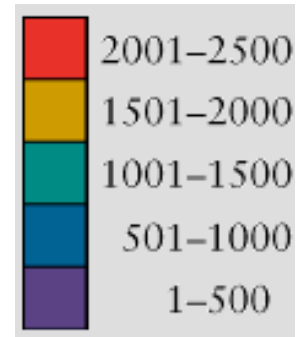


Énergie d'ionisation

Énergie d'ionisation **augmente**



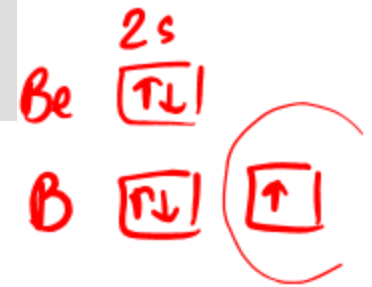
		Group						18	
		1	2	13	14	15	16	17	
		H 1310						He 2370	
2		Li 519	Be 900	B 799	C 1090	N 1400	O 1310	F 1680	Ne 2080
3		Na 494	Mg 736	Al 577	Si 786	P 1011	S 1000	Cl 1255	Ar 1520
4		K 418	Ca 590	Ga 577	Ge 784	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1350
5		Rb 402	Sr 548	In 556	Sn 707	Sb 834	Te 870	I 1008	Xe 1170
6		Cs 376	Ba 502	Tl 590	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 1037	Rn 1036



Énergie de première ionisation
en kJ / mol



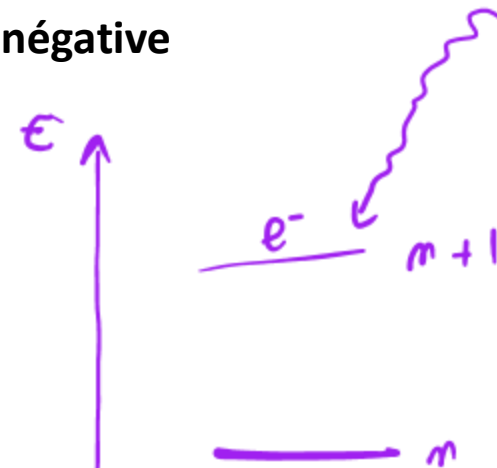
Énergie d'ionisation **augmente**



Affinité électronique

Définition:

- Énergie associée à la fixation d'un électron par un atome en phase gazeuse
- Stabilité relative de l'anion par rapport à l'atome neutre
- Lorsqu'un électron s'approche d'un atome neutre: Attraction par le noyau, répulsion par les autres électrons
- Les atomes peuvent libérer de l'énergie en acquérant un électron, ou au contraire il faudra donner de l'énergie pour fixer l'électron
- **Convention: l'affinité électronique est une grandeur négative**

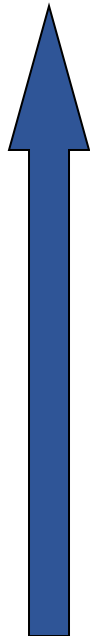


Affinité électronique



Affinité électronique augmente (en valeur absolue)

Affinité électronique augmente
(valeur absolue)



<i>H</i>									<i>He</i>
-74,5									+21,2
<i>Li</i>	<i>Be</i>	<i>B</i>	<i>C</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>F</i>	<i>Ne</i>		
-59,8	-36,7	-17,3	-122,3	+20,1	-141,3	-337,5	+28,9		
<i>Na</i>	<i>Mg</i>	<i>Al</i>	<i>Si</i>	<i>P</i>	<i>S</i>	<i>Cl</i>	<i>Ar</i>		
-52,2	+21,2	-19,3	-131	-68,5	-196,8	-349,2	+35,7		
<i>K</i>	<i>Ca</i>	<i>Ga</i>	<i>Ge</i>	<i>As</i>	<i>Se</i>	<i>Br</i>	<i>Kr</i>		
-45,4	+186	-35,3	-139	-103	-203	-324,1	+40,5		
<i>Rb</i>	<i>Sr</i>	<i>In</i>	<i>Sn</i>	<i>Sb</i>	<i>Te</i>	<i>I</i>	<i>Xe</i>		
-37,6	+145	-19,3	-99,5	-90,5	-189	-295,2	+43,5		
<i>Sc</i>	<i>Ti</i>	<i>V</i>	<i>Cr</i>	<i>Mn</i>	<i>Fe</i>	<i>Co</i>	<i>Ni</i>	<i>Cu</i>	<i>Zn</i>
+70,5	+1,93	-60,8	-93,5	+93,5	-44,5	-102	-156	-173	-8,7
<i>Y</i>	<i>Zr</i>	<i>Nb</i>	<i>Mo</i>	<i>Tc</i>	<i>Ru</i>	<i>Rh</i>	<i>Pd</i>	<i>Ag</i>	<i>Cd</i>
+38,6	-43,5	-109	-114	-95,5	-145	-162	-98,5	-193	+26,1

...Mais plus
d'irrégularités que
pour l'énergie
d'ionisation!

Résumé des tendances du tableau périodique

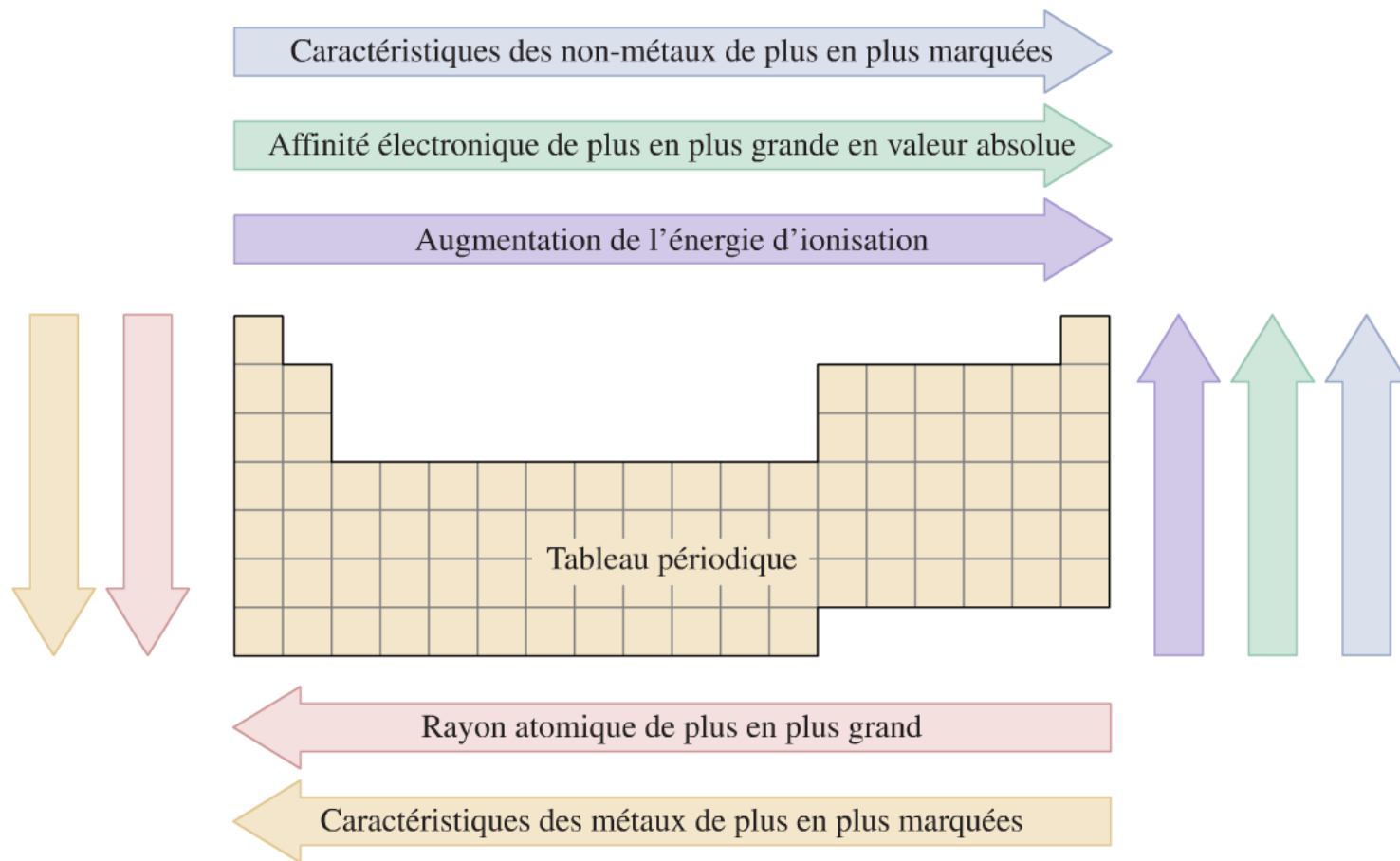


Tableau périodique interactif: <https://periodic-table.rsc.org/>

Stœchiométrie

Formation de molécules

Arianna Marchioro

Références: Hill1, chap. 3

Interaction entre les atomes

Mis en présence les uns avec les autres, les atomes peuvent former un/une:

Molécule:

- Groupe de deux atomes ou plus, unis selon un arrangement spatial déterminé par des forces appelées liaisons covalentes
- Entité électroniquement neutre

Ex: H_2 , CO_2

Composé moléculaire:

- Composé dont les plus petites entités caractéristiques sont les molécules

Ex: l'eau (H_2O), le sucre (saccharose), la rouille (oxyde de fer)...

Composé ionique:

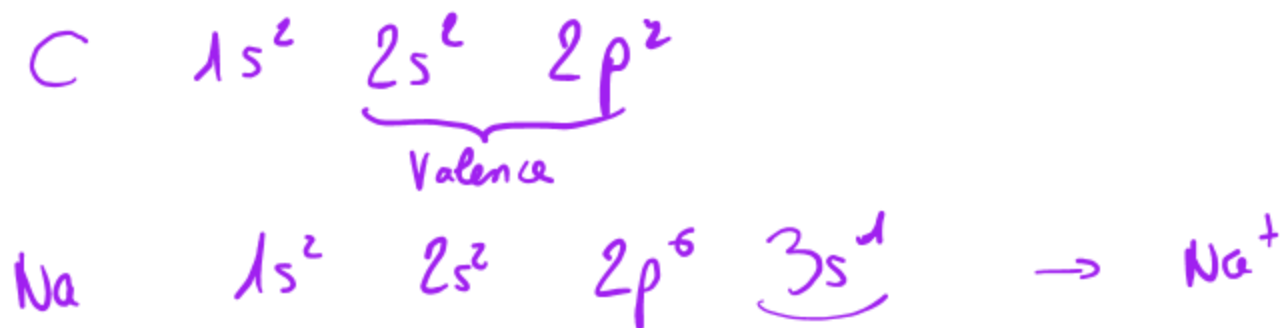
- Lorsqu'un atome isolé ou un groupe d'atomes cède ou acquiert des électrons, il y a formation d'ions (cation ou anion).
- La formule d'un composé ionique a comme base une combinaison électriquement neutre de cations et d'anions qu'on appelle une *entité formulaire*

Ex: $NaCl$, regroupement le plus simple d'anions et cations qui représente une unité électriquement neutre. On ne peut pas isoler une molécule de sel dans le solide ou en solution!



Interaction entre les atomes

- La façon dont ces interactions se passent et la distance d'équilibre entre les atomes dépend de leur structure atomique (= position dans le tableau périodique) qui va déterminer leur **propension à donner/recevoir des électrons**



- Certaines molécules sont stables et sont trouvées dans la nature alors qu'on ne trouve pas les atomes isolés. Ex: H_2O
- De plus certaines molécules réagissent avec d'autres pour donner encore d'autres composés...Comment comprendre tout cela?

Définitions: la masse atomique

- Unité de masse atomique (u.m.a., ou Dalton Da): exactement le douzième de la masse d'un atome de l'isotope 12 du carbone

$$1 \text{ u.m.a.} = 1 \text{ Da} = \frac{1}{N_A} = \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

- Masse atomique:** Masse de l'atome d'un élément, exprimée **relativement** à la masse d'un atome de ^{12}C

Z (NUMÉRO ATOMIQUE)

carbone
6
C
12,0107

A (A) NOMBRE DE MASSE

$A = \text{Masse } m + p$

→ Masse atomique de l'élément naturel = masse moyenne, exprimée en u.m.a, des isotopes de l'élément dans leur abondance naturelle.

Isotope 12	→	98.9%
Isotope 13	→	1.1%
— 14	→	—

$$12 \text{ u} \times 98.9\% + 13 \text{ u} \times 1.1\% = 12.0107 \text{ u}$$

Site pour les questions/réponses

33 73 66

SESSION

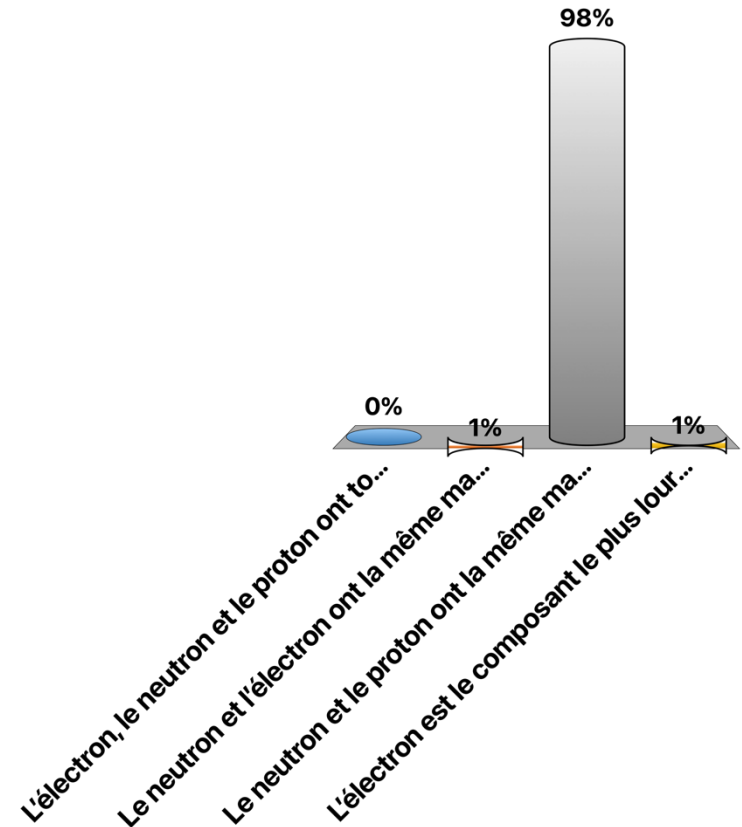
ID

<http://responseware.eu>

Laquelle des ces phrases est vraie?

- A. L'électron, le neutron et le proton ont tous la même masse
- B. Le neutron et l'électron ont la même masse, et la masse du proton est négligeable
- C. Le neutron et le proton ont la même masse, et la masse de l'électron est négligeable

L'électron est le composant le plus lourd de l'atome



Question

Particule	Symbole	Masse relative approximative	Charge relative	Position dans l'atome
Proton	p ⁺	1u	1 ⁺	Noyau
Neutron	n	1u	0	Noyau
Électron	e ⁻	0,000 545u	1 ⁻	Autour du noyau

Définitions: la masse moléculaire

- **Masse moléculaire:** somme de la masse atomique de chaque élément E_i qui compose la molécule, multipliée par le nombre n_i d'atomes de cet élément présent dans la molécule

$$\left[\text{Masse moléculaire} = \sum_i \text{masse atomique}(E_i) \times n_i \right]$$

- **Formule chimique :** indication du nombre d'atomes n_i de chaque élément E_i qui compose une molécule.

Ex : C_6H_6 (benzène), C_2H_6 (éthane), C_6H_{12} (cyclohexane)

- **Masse d'une entité formulaire:** la somme des masses des ions présents dans une entité formulaire du composé Ex: NaCl, CaSO₄

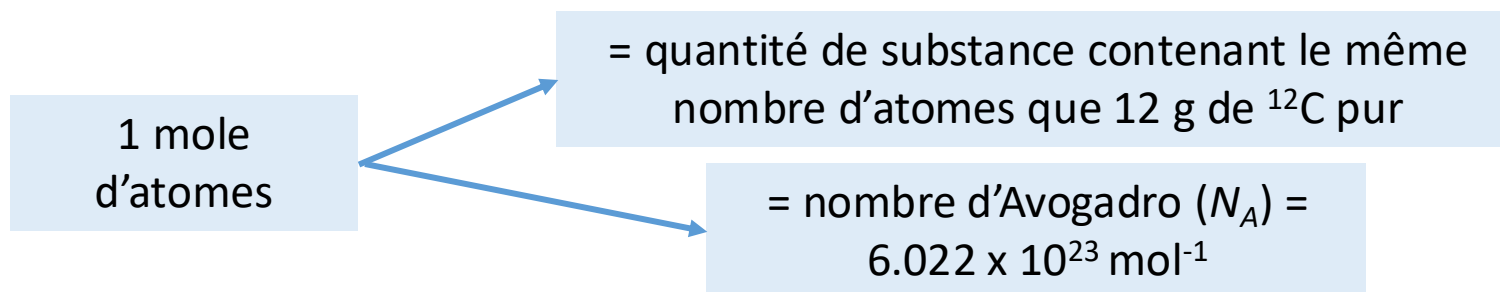
Exemple:

Masse moléculaire de CO_2 ? $12.011 \mu \times 1 + 2 \times 15.9994 = 44.010 \mu$

Masse moléculaire du chlorure de sodium? $22.989 \mu + 35.45 \mu = 58.44 \mu$

Définitions: la mole

Unité qui permet de rapporter simplement les nombres gigantesques d'atomes et de molécules dans des échantillons visibles!

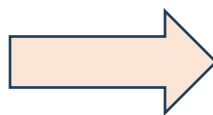


**Description
microscopique**

Nombre d'Avogadro 6.022×10^{23}
atomes, ions, molécules...par mole

**Description
macroscopique**

Masse atomique
Masse moléculaire



Masse molaire atomique
Masse molaire

Exemples:

Une mole de carbone pèse 12,011 g et contient 6.022×10^{23} atomes de carbone.

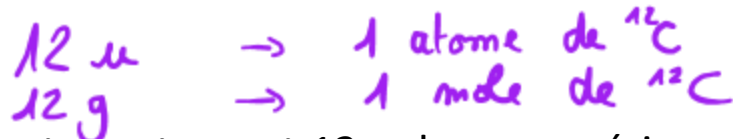
Une mole de plomb pèse 207,2 g et contient 6.022×10^{23} atomes de plomb.

$$12 \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 12.011 \text{ g}$$

$$\frac{1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = 12.011 \text{ g}$$

La masse molaire

- La **masse molaire** (M) de n'importe quelle substance est **numériquement égale** à la masse atomique, la masse moléculaire ou la masse d'une entité formulaire mais elle s'exprime en **grammes par moles!!!**



... Car par définition, la masse de 1 mole de ^{12}C est exactement 12g, donc numériquement égale à sa masse atomique (12 u)

- On peut donc écrire:

$$M = \sum_i M_i(E_i) \times n_i$$

→ Somme de la masse molaire *atomique* M_i de chaque élément E_i qui compose la molécule, multipliée par le nombre n_i d'atomes de cet élément présent dans la molécule, exprimée en [g/mol]

Exemples :

Masse molaire de l'éthane? C_2H_6

$$2 \times 12.011 \text{ g.mol}^{-1} + 6 \times 1.008 \text{ g.mol}^{-1} = 30.070 \text{ g.mol}^{-1}$$

Masse molaire du chlorure de sodium?

Volume molaire – loi des gaz parfaits

Gaz parfait:

- Modèle thermodynamique décrivant le comportement de tous les gaz à basse pression
- Les interactions entre les molécules/atomes de gaz peuvent être négligées

Loi des gaz parfaits

$$pV = nRT$$

V_m

1 mole

p : pression
V : volume occupé par le gaz
n : nombre de moles
T : température
R : constante des gaz parfaits

Volume molaire = Volume occupé par 1 mol du gaz à une température et à une pression données

Volume molaire – loi des gaz parfaits

Volume molaire:

- Volume occupé par 1 mol du gaz à une température et à une pression données
- Conditions de pression et température normales (TPN): $1 \text{ atm}, 0^\circ \text{C}$

$$pV = nRT$$

$n = 1 \text{ mole}$

$$P = 1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$$

$$T = 273,15 \text{ K } (0^\circ \text{C})$$

$$V_m = 22.4 \text{ L/mol}$$

$$\frac{\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}}{\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}$$

- Conditions de température ambiante et pression normales (TAPN): $1 \text{ atm}, 25^\circ \text{C}$

Correction:

V pour une mole = 22.4 L ou 24.5 L

Volume molaire $V_m = 22.4 \text{ L/mol}$ ou 24.5 L/mol

$$P = 1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$$

$$T = 298,15 \text{ K } (25^\circ \text{C})$$

$$V_m = 24.5 \text{ L/mol}$$

Set de **conditions standard** pour réaliser des mesures expérimentales et pouvoir ensuite les comparer

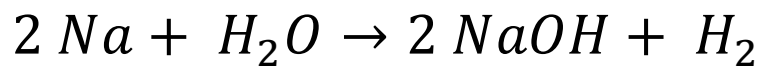
$$p = 1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$$

Anciennement

$$p = 1 \text{ bar} = 100 \text{ kPa}$$

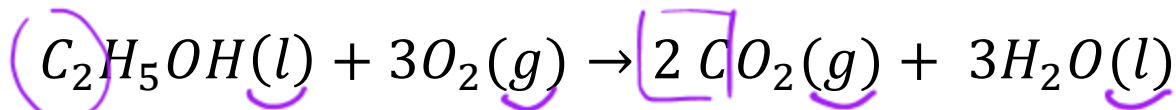
Définition IUPAC

Equation chimique



↑
Coefficient stœchiométrique

- Formule des réactifs et des produits
- Nombre de molécules, atomes, ions impliqués
- Flèche vers la droite : la réaction inverse n'a pas lieu



- **Conservation du nombre de chacun des atomes:** Lorsqu'il y a le même nombre d'atomes de chaque élément des deux côtés de la flèche, la réaction est **équilibrée**
- **Conservation de la charge électrique totale**

Indications

supplémentaires:

(g) phase gazeuse

(l) phase liquide

(s) phase solide

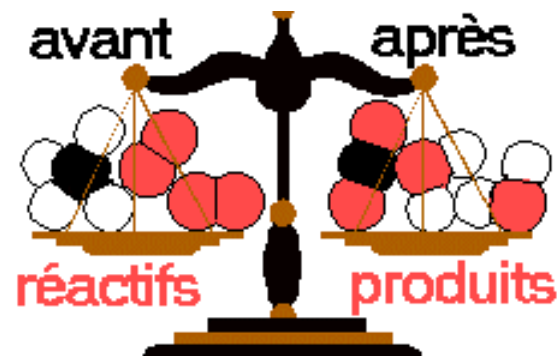
(aq) solution aqueuse

Stœchiométrie

Loi de conservation de masse (Lavoisier):

Au cours d'une réaction chimique, on peut considérer que la masse est conservée (sauf en cas de réaction nucléaire)

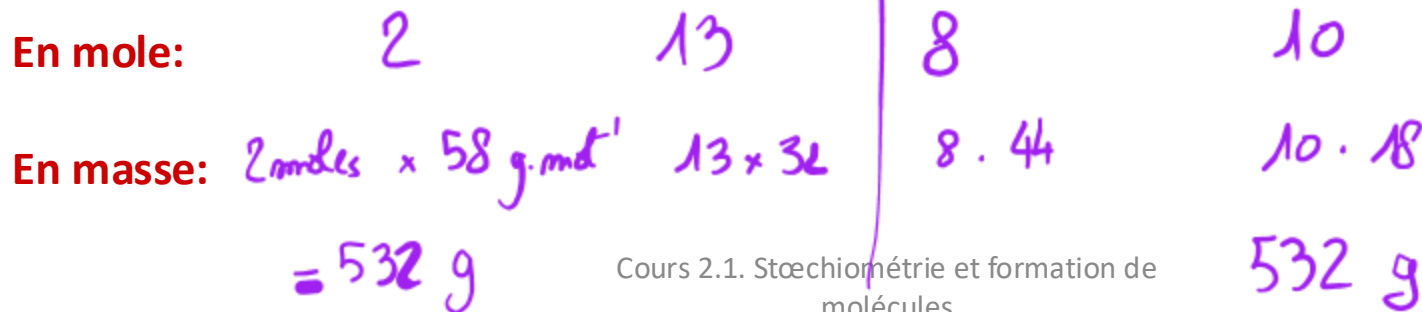
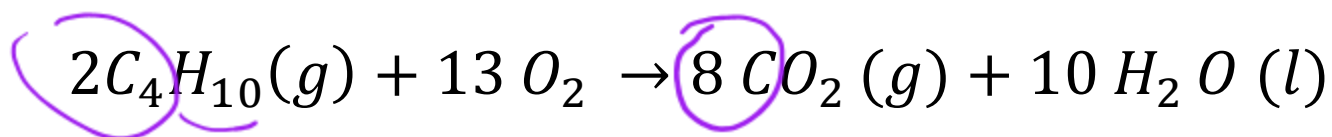
Interprétation de Dalton: au cours d'une réaction chimique, les atomes ne sont ni créés ni détruits, ils changent de partenaires!



Les coefficients stœchiométriques sont introduits pour **équilibrer** les réactions : même nombre d'atomes de chaque élément de part et d'autre de la flèche.



Exemple : combustion du butane (C_4H_{10})



carbone
6
C
12,0107

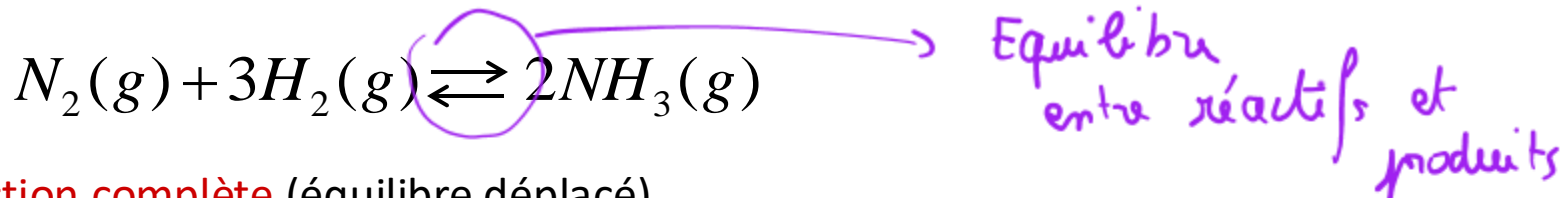
hydrogène
1
H
1,00794

oxygène
8
O
15,9994

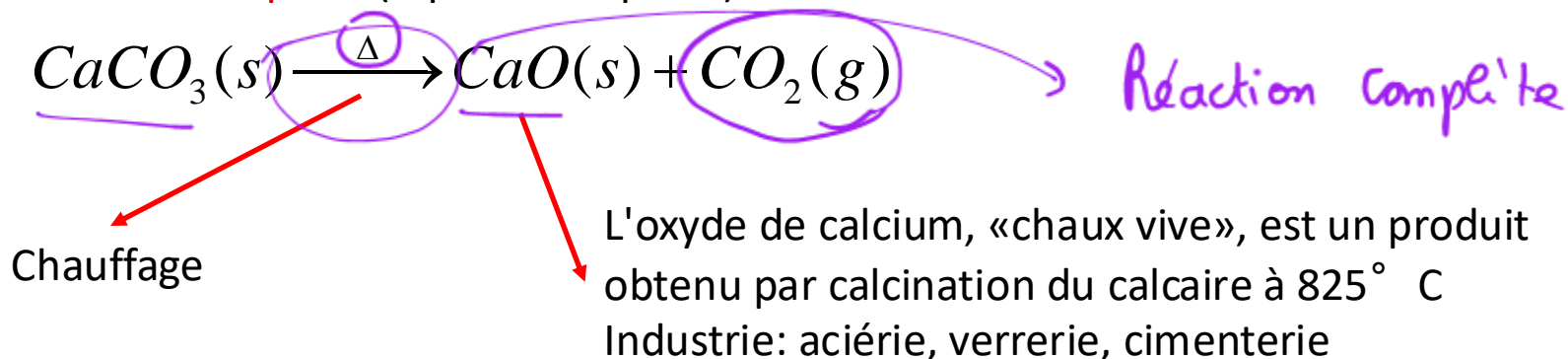
Classification des réactions

Par type de réaction:

(1) **Equilibre** (cas général, défini par thermodynamique)



(2) **Réaction complète** (équilibre déplacé)



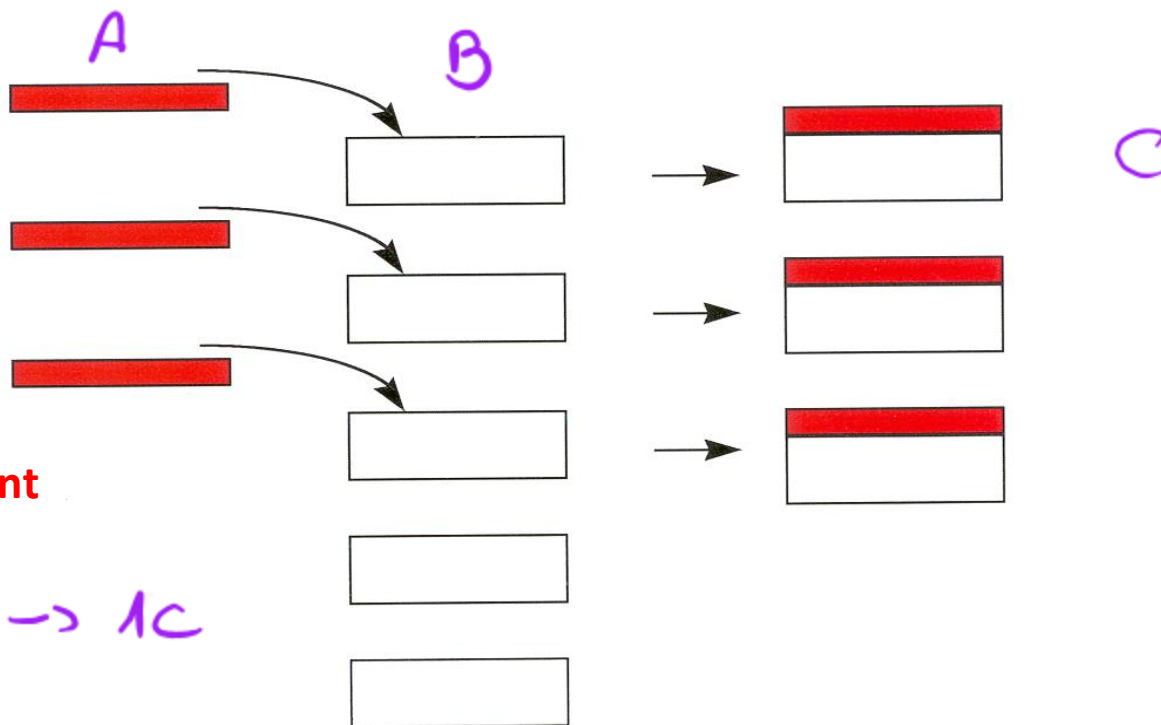
Par transformation chimique:

- Transfert de protons → acide-base
- Transfert d'électrons → oxydation-réduction
- Fixation de ligands → complexation
- Substitution, dissociation, précipitation...

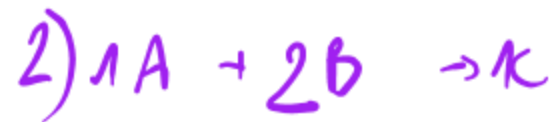
Réactif limitant

Le **réactif limitant** pour une réaction donnée est le réactif qui détermine la quantité maximum de produit qui peut être formée!

On est dans des conditions **non-stœchiométriques**: On a plus d'un certain type de réactif



Réactif limitant



Réactif en excès



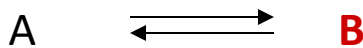
Rendement de formation d'un produit B



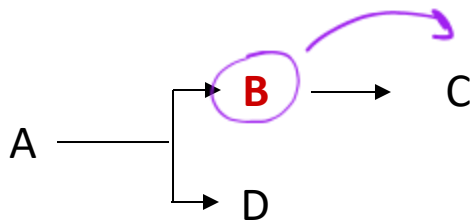
$$h_s (\%) = \frac{\text{masse de B pratique}}{\text{masse de B théorique}} \times 100 = \frac{\text{mole de B pratique}}{\text{mole de B théorique}} \times 100$$

$\eta < 100\%$ dans les cas:

i) Réactions incomplètes (réversibles)

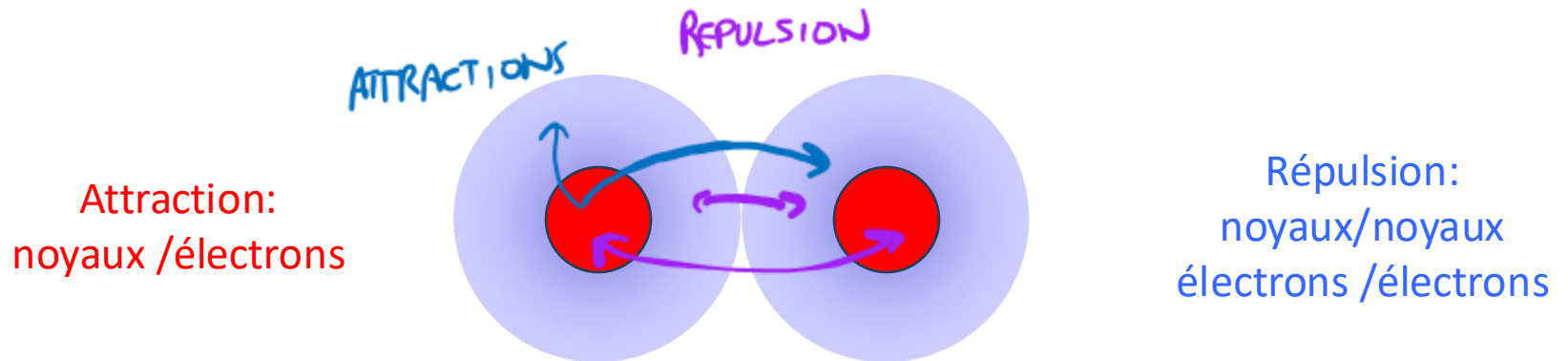


ii) formation des autres produits secondaires (C et D)

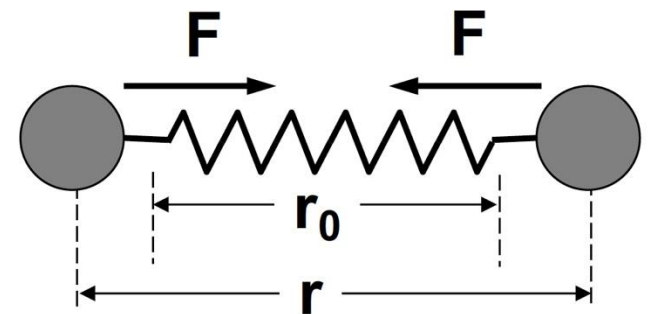


Comment se forment les molécules?

- Les atomes interagissent entre eux (en fonction de la température, de la pression) pour former, ou non, des interactions durables:

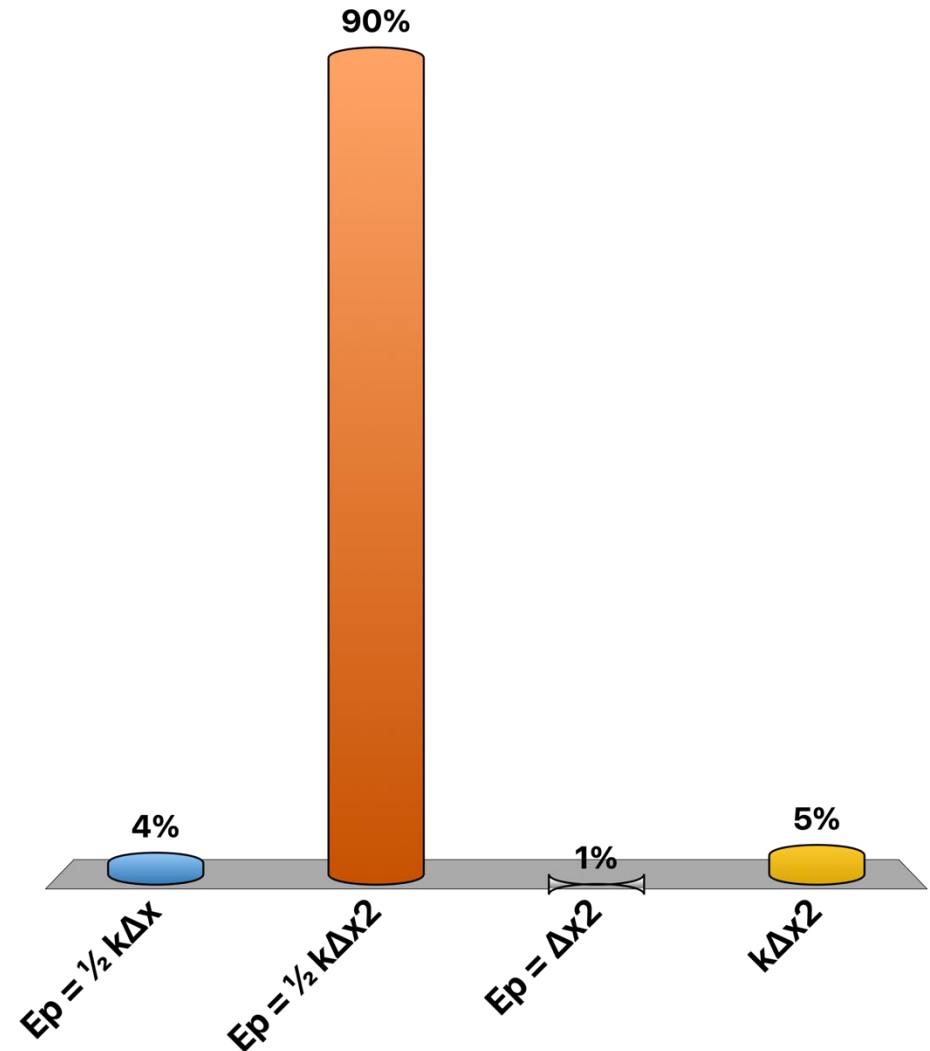


- Un modèle simple d'interaction entre atomes consiste à prendre un potentiel d'interaction, comme pour un ressort

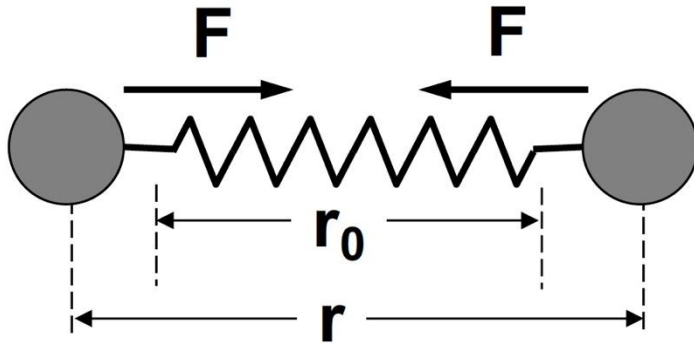


Quelle est l'énergie potentielle d'un ressort?

- A. $E_p = \frac{1}{2} k \Delta x$
- B. $E_p = \frac{1}{2} k \Delta x^2$
- C. $E_p = \Delta x^2$
- D. $k \Delta x^2$



Energie du système



À noter que par convention, on écrit:
 r la distance entre deux centres d'atomes
 r_0 la distance d'équilibre

Ce n'est pas le rayon atomique r_a !

$$F = -k(r - r_0)$$

k = cte de rappel, du ressort ...

$$dW = F dr = -dE_p$$

$$\int dE_p = - \int F dr \rightarrow E_p = + \frac{1}{2} k (r - r_0)^2$$

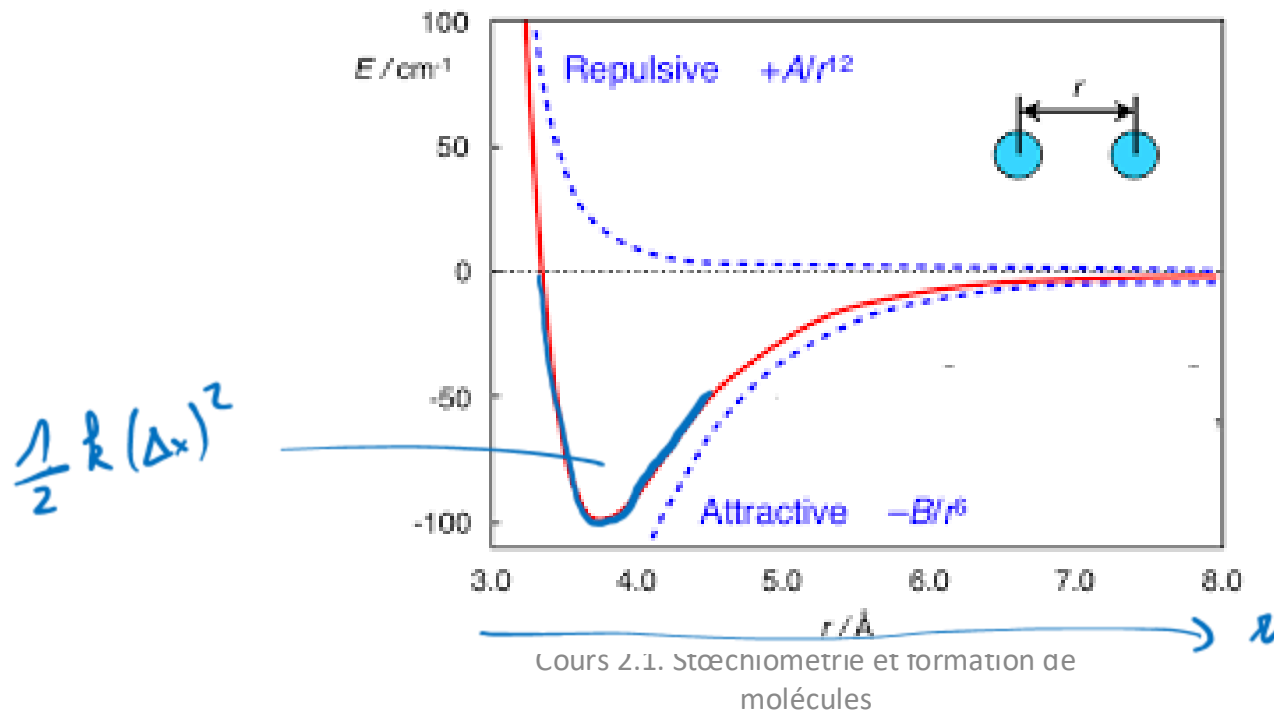


- Le modèle du ressort est un modèle très simple mais qui suffit à expliquer beaucoup de phénomènes!

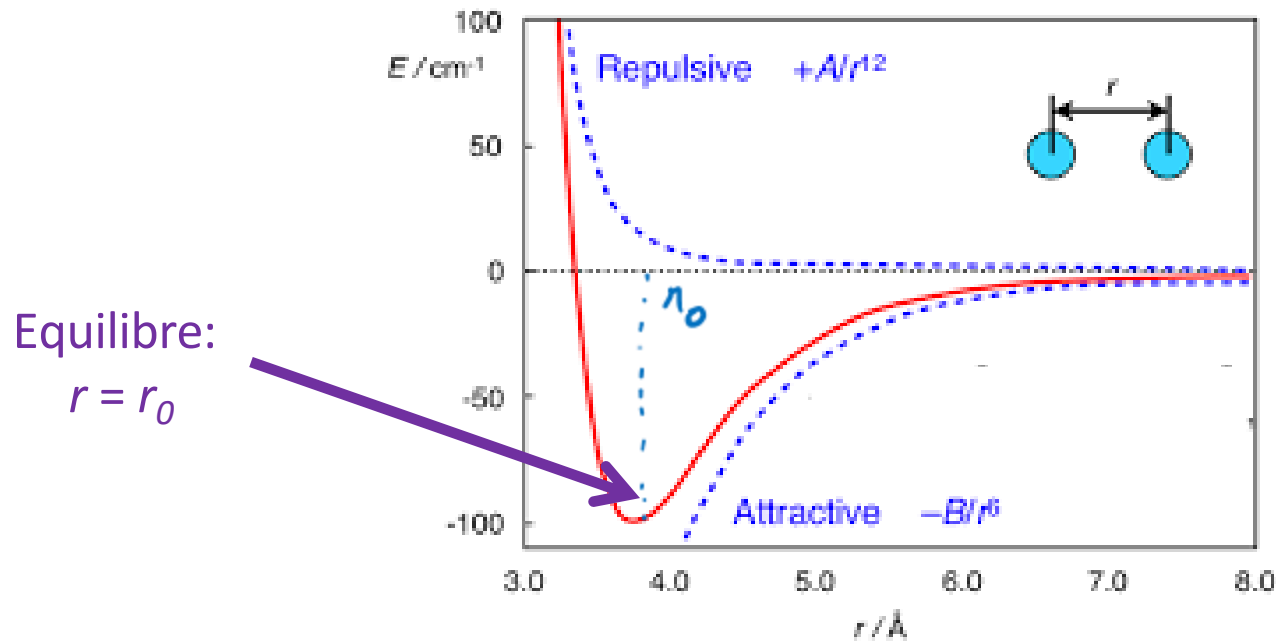
Ex: Absorption dans l'IR

Le potentiel de Lennard-Jones

- En pratique, un modèle plus réaliste est donné par le potentiel de Lennard-Jones
- Deux atomes vont se repousser à une distance très proche, s'attirer à une distance modérée et vont cesser d'interagir à une distance infinie!
- Les forces d'attraction et de repulsion entre deux atomes se superposent: Au point où les deux forces se compensent, l'énergie potentielle a un minimum



Le potentiel de Lennard Jones



RÉPULSIVE

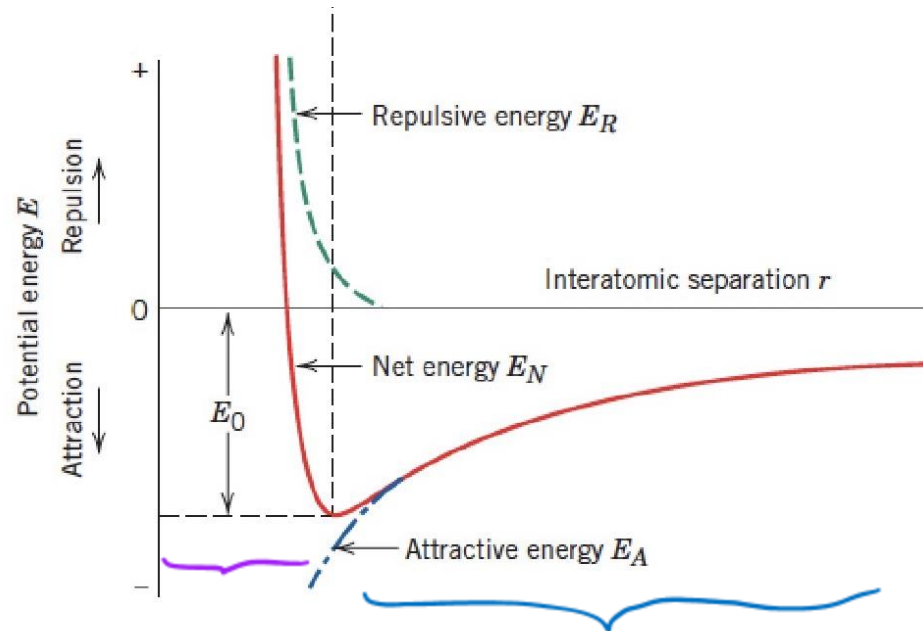
Distance éq.

ATTRACTIVE

$$E_{LJ} \propto E_0 \left[\left(\frac{r_0}{r} \right)^{12} - 2 \left(\frac{r_0}{r} \right)^6 \right]$$

Cette expression du potentiel d'interaction va donner des indications sur la rigidité des matériaux!

Relation entre force, travail et énergie



$$dW = -dE = Fdr$$

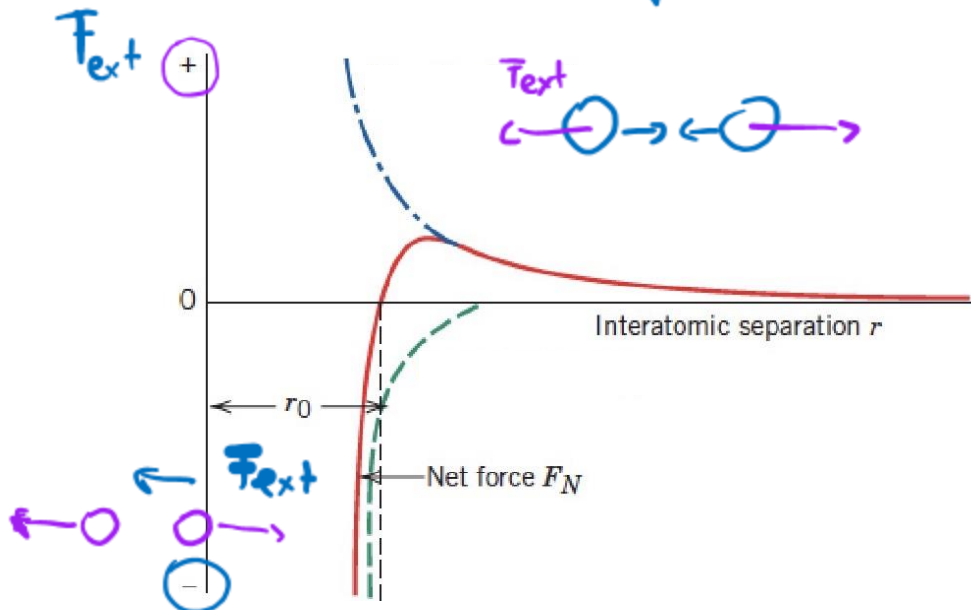
$$dE = -Fdr = \underbrace{F_{ext}}_{\text{blue}} dr$$

Pour déplacer un atome par rapport à un autre:

- Appliquer une force extérieure F_{ext} de même amplitude que la force exercée entre deux atomes

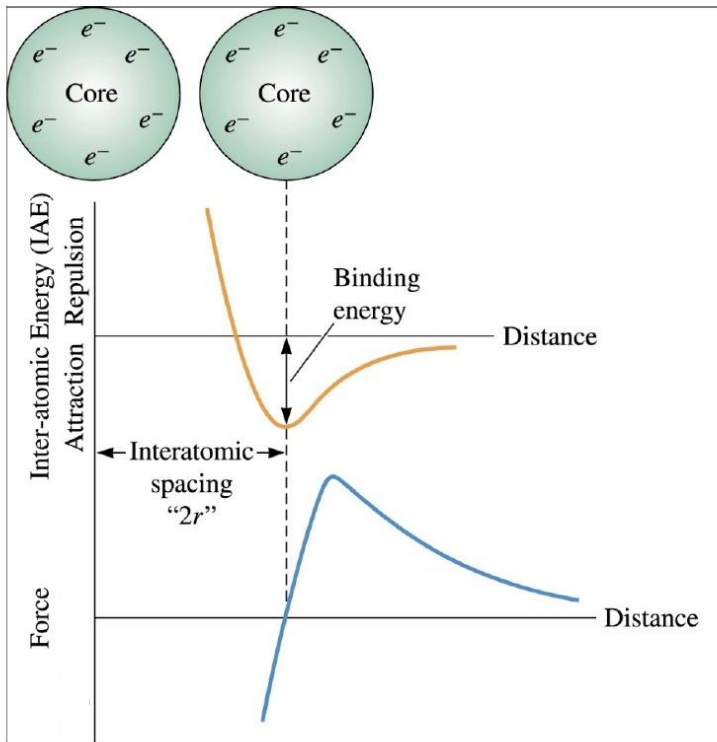
- Doit être de sens opposé, donc

$$\boxed{F_{ext} = -F}$$



Energie de liaison

Energie interatomique minimale, correspond à une force nulle entre les atomes

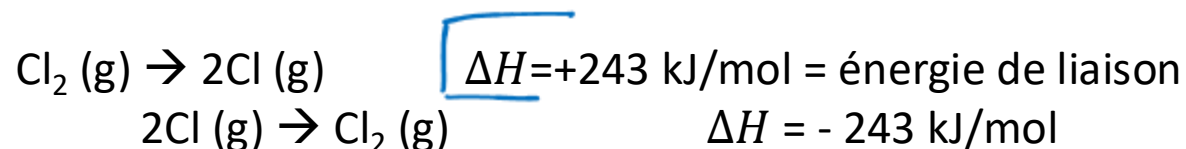


liaison	énergie de liaison (Kcal/mol)	kJ/mol
ionique	150 - 370	600-1600
covalente	25 - 300	100-1200
métallique	25 - 200	100-800
Van der Waals	< 10	< 40

Energie de liaison

= Quantité d'énergie nécessaire pour briser une liaison chimique!

- Pour une molécule simple, comme Cl-Cl gazeux, il y a une relation directe entre l'enthalpie (la chaleur) de réaction pour former ou briser la molécule, et son énergie de liaison:



- Ce sont les mêmes! (On verra l'enthalpie dans le cours "Thermodynamique")
- On peut donc trouver, dans certains cas simples (gaz), l'énergie de liaison d'une molécule en mesurant la chaleur dégagée ou absorbée lors d'une réaction chimique (*calorimétrie*)

Résumé

- Certaines propriétés atomiques reviennent périodiquement lorsqu'on examine les éléments par ordre croissant de numéro atomique
 - Rayon atomique
 - Rayon ionique
 - L'énergie d'ionisation
 - L'affinité électronique
 - L'électronégativité
- L'équation chimique d'une réaction s'écrit à partir des symboles des éléments ou des formules des composés qui participent à la réaction. La mole est la grandeur adaptée au travail en chimie → la constante d'Avogadro
- Les coefficients stœchiométriques sont introduits pour **équilibrer** les réactions : même nombre d'atomes de chaque élément de part et d'autre de la flèche
- La loi des gaz parfaits: $pV = nRT$
- Les liaisons chimiques: Les forces d'attraction et de repulsion entre deux atomes se superposent: Au point où les deux forces se compensent, l'énergie potentielle a un minimum

Constante de gaz parfait R

$$PV = nRT$$

$$1 \text{ atm} = 1.013 \text{ bar} = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

R	V	P	T	n
0.0821 L.atm.K ⁻¹ .mol ⁻¹	L	atm	K	mol
0.0831 L.bar.K ⁻¹ .mol ⁻¹	L	bar	K	mol
8.314 L.kPa.K ⁻¹ .mol ⁻¹	L	kPa	K	mol
8.314 J.K ⁻¹ .mol ⁻¹	m ³	Pa	K	mol

Pour $n = 1 \text{ mol}$, $T = 273.15 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atm}$

On calcule $V = nRT/P = (1 \text{ mol} * 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 273.15 \text{ K}) / 1 \text{ atm} = 22.4 \text{ L}$

ou $V = nRT/P = (1 \text{ mol} * 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 273.15 \text{ K}) / 1.013 \times 10^5 \text{ Pa} = 2.24 \times 10^{-2} \text{ m}^3$

$1 \text{ J} = 1 \text{ Nm}$ et $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$