

Chapitre 5

Evolutions dans la classification périodique

Dr. Pierre-Alexis GAUCHARD

Chapitre 5. Evolutions dans la classification périodique

- I) Généralités
- II) Les principales familles
- III) Evolution des propriétés

I) Généralités

₁ H															₂ He		
₃ Li	₄ Be																
₁₁ Na	₁₂ Mg																
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 La	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 Ac															

Pas d'évolution prévisible des propriétés avec Z.

Z=9, fluor → extrêmement réactif

Z=10, néon → inerte

Propriétés chimiques analogues dans une colonne (cf. historique, aluminium ₁₃Al et gallium ₃₁Ga); provient du fait que dans une colonne la configuration de valence est la même.

Remarque sur l'hélium → appartient au bloc s; classé dans bloc p du fait de propriétés chimiques analogues aux éléments de la dernière colonne.

I) Généralités

H_2															He
Li	Be														
Na	Mg														
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po
Fr	Ra	Ac													At ₂
															Rn

- Solides métalliques
- Solides non métalliques
- Liquides
- Gaz

Corps simples associés aux éléments chimiques peuvent être

- monoatomiques (majorité des cas : l'ensemble des métaux, la carbone C, l'hélium He, etc.)
- di-atomiques (di-hydrogène H_2 , di-oxygène O_2 , di-azote N_2 , di-fluor F_2 et l'ensemble des corps simples des éléments de la colonne du fluor)
- ou plus (phosphore P_4 , soufre S_8 , ozone O_3).

Cf. les principales familles

Ils peuvent être

- solides (majorité des cas : l'ensemble des métaux (sauf le mercure Hg), carbone C, di-iode I_2 , ...)
- gazeux (H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , di-chlore Cl_2 , hélium He, néon Ne, argon Ar, ...)
- liquides (seulement deux cas : le mercure Hg (métal) et le di-brome Br_2).

II) Les principales familles

II.1) Les principales familles du bloc p

II.2) Familles du bloc s

II.3) Les éléments (ou métaux) de transition

II.1) Les principales familles du bloc p

Gaz nobles (anciennement gaz rares): *colonne 18*

- Position remarquable de He : $1s^2$
- Corps simples : gaz monoatomiques
- Configuration électronique stable, **très peu réactifs**

Bloc P					
13	14	15	16	17	18
ns^2	ns^2	ns^2	ns^2	ns^2	ns^2
np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6
${}_{\text{2}}\text{He}$					
${}_{\text{5}}\text{B}$	${}_{\text{6}}\text{C}$	${}_{\text{7}}\text{N}$	${}_{\text{8}}\text{O}$	${}_{\text{9}}\text{F}$	${}_{\text{10}}\text{Ne}$
${}_{\text{13}}\text{Al}$	${}_{\text{14}}\text{Si}$	${}_{\text{15}}\text{P}$	${}_{\text{16}}\text{S}$	${}_{\text{17}}\text{Cl}$	${}_{\text{18}}\text{Ar}$
${}_{\text{31}}\text{Ga}$	${}_{\text{32}}\text{Ge}$	${}_{\text{33}}\text{As}$	${}_{\text{34}}\text{Se}$	${}_{\text{35}}\text{Br}$	${}_{\text{36}}\text{Kr}$
${}_{\text{49}}\text{In}$	${}_{\text{50}}\text{Sn}$	${}_{\text{51}}\text{Sb}$	${}_{\text{52}}\text{Te}$	${}_{\text{53}}\text{I}$	${}_{\text{54}}\text{Xe}$
${}_{\text{81}}\text{Tl}$	${}_{\text{82}}\text{Pb}$	${}_{\text{83}}\text{Bi}$	${}_{\text{84}}\text{Po}$	${}_{\text{85}}\text{At}$	${}_{\text{86}}\text{Rn}$

II.1) Les principales familles du bloc p

Bloc P

13	14	15	16	17	18
----	----	----	----	----	----

ns^2 np^1	ns^2 np^2	ns^2 np^3	ns^2 np^4	ns^2 np^5	ns^2 np^6
------------------	------------------	------------------	------------------	------------------------------------	------------------

				² He	
⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹F	¹⁰ Ne
¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷Cl	¹⁸ Ar
³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵Br	³⁶ Kr
⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe
⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵At	⁸⁶ Rn

Gaz nobles (anciennement gaz rares): colonne 18

- Position remarquable de He : $1s^2$
- Corps simples : gaz monoatomiques
- Configuration électronique stable, très peu réactifs

Halogènes : colonne 17

- Corps simples : molécules diatomiques : F_2 , Cl_2 (gaz), Br_2 (liquide), I_2 (solide)
- Oxydants : donnent des anions : F^- , Cl^- , Br^- , I^-

II.2) Familles du bloc s

Bloc S

1	2
---	---

ns^1	ns^2
--------	--------

1	^1H
2	^3Li
3	^{11}Na
4	^{19}K
5	^{37}Rb
6	^{55}Cs
7	^{87}Fr
	^4Be
	^{12}Mg
	^{20}Ca
	^{38}Sr
	^{56}Ba
	^{88}Ra

Hydrogène : cas particulier

II.2) Familles du bloc s

Bloc S		
	1 2	
	ns^1 ns^2	
1	${}_1H$	
2	${}_3Li$	${}_4Be$
3	${}_{11}Na$	${}_{12}Mg$
4	${}_{19}K$	${}_{20}Ca$
5	${}_{37}Rb$	${}_{38}Sr$
6	${}_{55}Cs$	${}_{56}Ba$
7	${}_{87}Fr$	${}_{88}Ra$

Hydrogène : cas particulier

Métaux alcalins : colonne 1 (sauf hydrogène)

- Corps simples : métaux monoatomiques
 - Réducteurs : donne des cations : Na^+ , K^+ ...
 - Hydroxydes ($NaOH$, KOH , ...) basiques (bases fortes en solution aqueuse)
- “alcalin” synonyme de basique

II.2) Familles du bloc s

Bloc S		
	1 2	
	ns^1 ns^2	
1	${}_1H$	
2	${}_3Li$	${}_4Be$
3	${}_{11}Na$	${}_{12}Mg$
4	${}_{19}K$	${}_{20}Ca$
5	${}_{37}Rb$	${}_{38}Sr$
6	${}_{55}Cs$	${}_{56}Ba$
7	${}_{87}Fr$	${}_{88}Ra$

Hydrogène : cas particulier

Métaux alcalins : colonne 1 (sauf hydrogène)

- Corps simples : métaux monoatomiques
- Réducteurs : donne des cations : Na^+ , K^+ ...
- Hydroxydes ($NaOH$, KOH , ...) basiques (bases fortes en solution aqueuse)
- “alcalin” synonyme de basique

Métaux alcalino-terreux : colonne 2

- Corps simples : métaux (monoatomiques)
- Réducteurs : donne des cations « 2+ » : Ca^{2+} , Mg^{2+} ...

Ions aux rôles biologiques fondamentaux (Na^+ , K^+ , Ca^{2+})

II.3) Les éléments (ou métaux) de transition

Eléments des blocs d (et f)

- Corps simples : **métaux**
- **Réducteurs** : donnent des **cations**.

Grande variété dans les cations formés : +, 2+, 3+, 4+

Chaque élément peut conduire à plusieurs cations stables.

Moins réducteurs que les métaux alcalins et alcalino-terreux.

- Grande importance biologique.

Certains sont des oligoéléments essentiels.

Entrent dans la composition de molécules biochimiques (vitamines, enzymes, pigments).

III. Evolution des propriétés

III.1) Rayons atomiques, rayons ioniques

III.2) Energie d'ionisation

III.3) Electronégativité

EXERCICES

III.1) Rayons atomiques et ioniques

III.1.i) Rayons atomiques et ioniques : le rayon atomique ρ

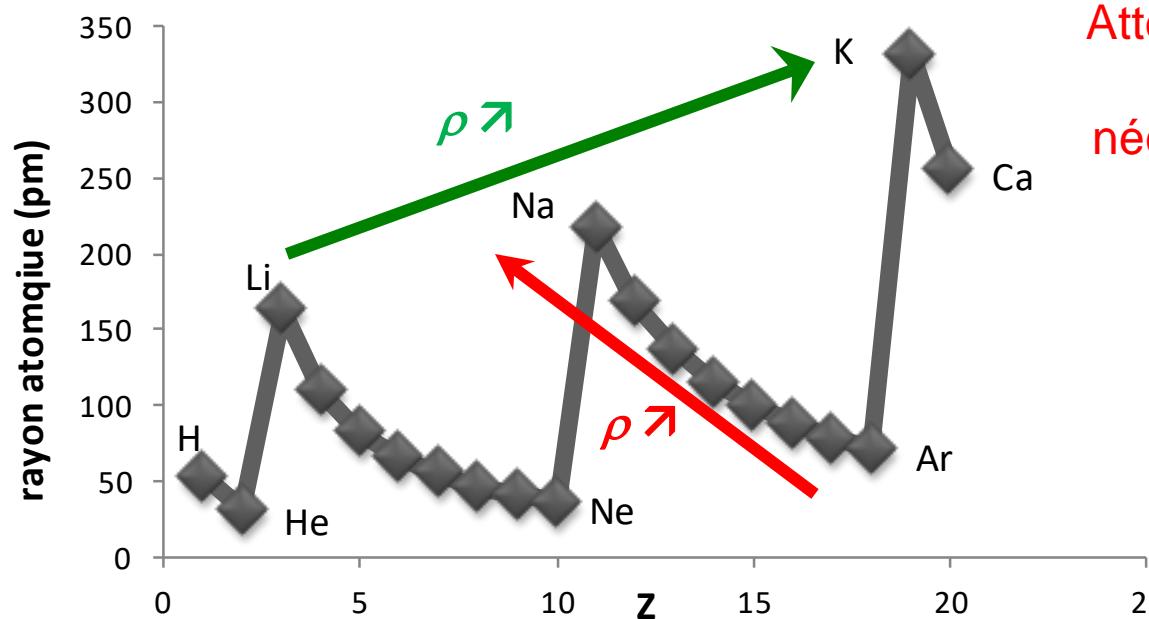
La « taille » des OA de valence donne une estimation de la taille (du « rayon ») de l'atome.

- la taille des OA augmente avec n → probabilité que l'électron soit proche du noyau diminue lorsque n augmente.
- la taille des OA de valence diminue à n constant lorsque Z augmente (augmentation de l'interaction noyau électron → probabilité que l'électron soit proche du noyau augmente lorsque Z augmente).

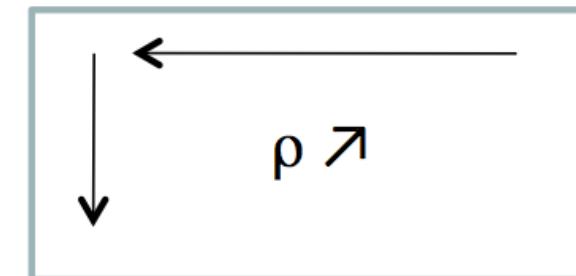
théorie quantique : ρ varie en n^2/Z

III.1.i) Rayons atomiques et ioniques : le rayon atomique ρ

^1H 53 pm	$\rho \nearrow$							^2He 31 pm
^3Li 163 pm	^4Be 109 pm	^5B 82 pm	^6C 65 pm	^7N 55 pm	^8O 45 pm	^9F 41 pm	^{10}Ne 36 pm	
^{11}Na 217 pm	^{12}Mg 168 pm	^{13}Al 137 pm	^{14}Si 115 pm	^{15}P 100 pm	^{16}S 88 pm	^{17}Cl 78 pm	^{18}Ar 71 pm	
^{19}K 332 pm	^{20}Ca 256 pm	^{31}Ga 146 pm	^{32}Ge 129 pm	^{33}As 116 pm	^{34}Se 105 pm	^{35}Br 96 pm	^{36}Kr 88 pm	



Attention → penser qu'un atome qui possède plus d'électrons qu'un autre possède nécessairement un rayon plus grand est une idée fausse.



III.1.ii) Rayons atomiques et ioniques : le rayon ionique

Rayons ioniques :

- le rayon d'un anion est plus gros que celui de l'atome neutre qui lui correspond.
- le rayon d'un cation est plus petit que celui de l'atome neutre qui lui correspond.

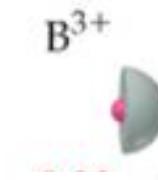
III.1.ii) Rayons atomiques et ioniques : le rayon ionique



Li



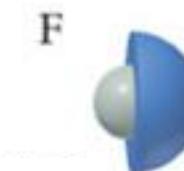
Be



B



O²⁻



F⁻



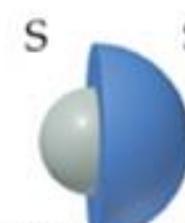
Na



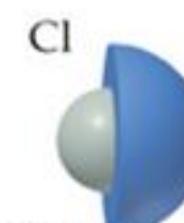
Mg



Al



S²⁻



Cl⁻



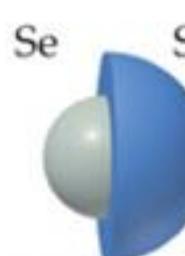
K



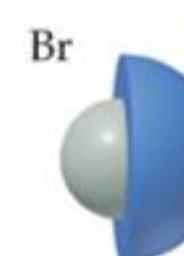
Ca



Ga



Se²⁻



Br⁻

Sc 161 83 Sc ³⁺	Ti 145 80 Ti ²⁺	V 132 72 V ²⁺	Cr 125 64 Cr ³⁺	Mn 124 91 Mn ²⁺	Fe 124 67 Fe ³⁺	Co 125 64 Co ³⁺	Ni 125 78 Ni ²⁺	Cu 128 72 Cu ²⁺	Zn 133 83 Zn ²⁺
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------

III.1.iii) Rayons atomiques et ioniques : entités polarisantes / polarisables

Polarisation : déformation du nuage électronique sous l'action d'un champ électrique

Pouvoir polarisant : capacité d'une espèce à engendrer la polarisation d'autres espèces

Plus une espèce est petite et chargée, plus elle sera polarisante.

Polarisabilité : capacité d'une espèce à subir une polarisation = capacité à déformer son nuage électronique sous l'action d'un champ électrique

Plus une espèce est grosse, plus elle sera polarisable.

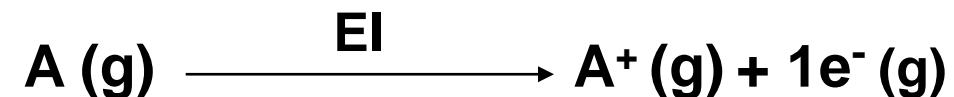
Rappel : les interactions de van der Waals sont des interactions entre dipôles électrostatiques qui augmentent avec la polarisabilité des molécules donc avec leur taille.

EXERCICES

III.2) Energie d'ionisation

III.2.i) Energie d'ionisation : définitions

L'énergie d'ionisation **EI** (ou potentiel d'ionisation) est l'énergie minimale à fournir pour arracher un électron à un atome à l'état gazeux dans son état fondamental.



On parle parfois d'énergie de 1^{ère} ionisation car on définit également des énergies de deuxième, troisième, etc. ionisation.

Énergie de deuxième ionisation.

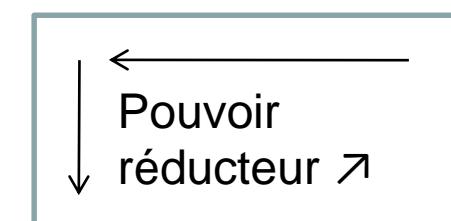
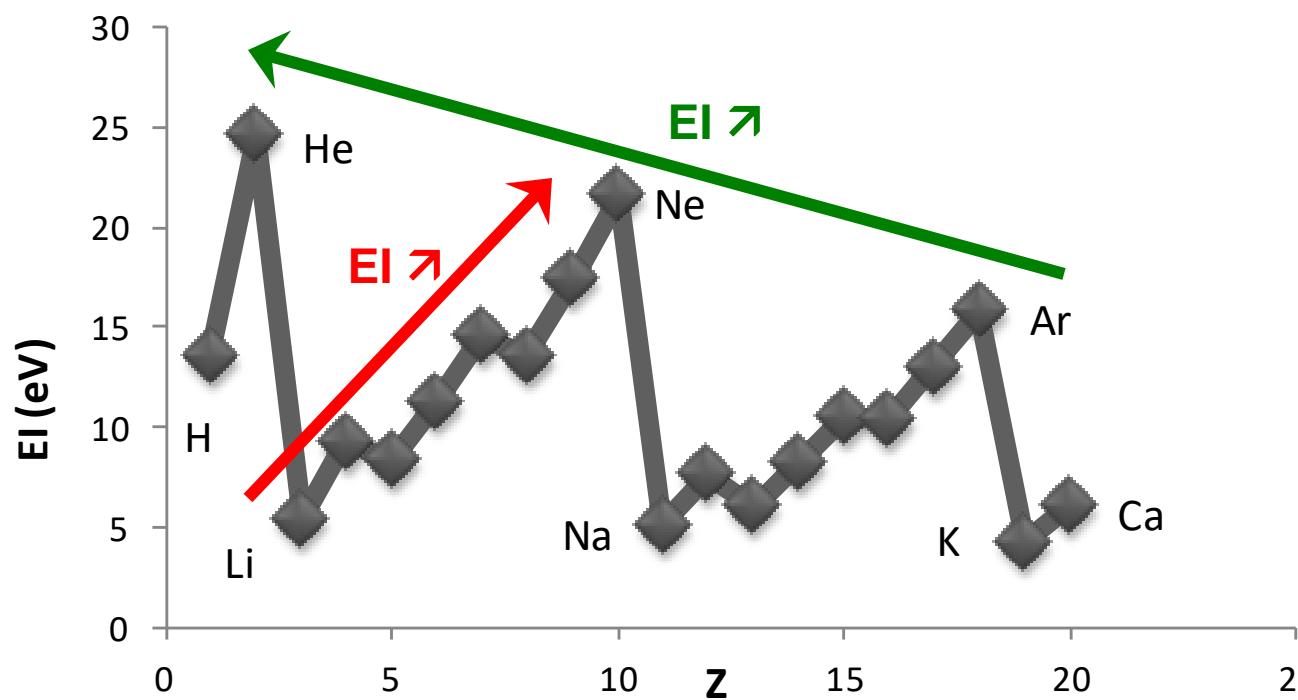


Énergie de troisième ionisation.



III.2.ii) Energie d'ionisation : évolution

^1H 13,6 eV	$\text{EI} \nearrow$							^2He 24,6 eV
^3Li 5,4 eV	^4Be 9,3 eV	^5B 8,3 eV	^6C 11,3 eV	^7N 14,5 eV	^8O 13,6 eV	^9F 17,4 eV	^{10}Ne 21,6 eV	
^{11}Na 5,1 eV	^{12}Mg 7,6 eV	^{13}Al 6,0 eV	^{14}Si 8,2 eV	^{15}P 10,5 eV	^{16}S 10,4 eV	^{17}Cl 13,0 eV	^{18}Ar 15,8 eV	
^{19}K 4,2 eV	^{20}Ca 6,1 eV	^{31}Ga 6,0 eV	^{32}Ge 7,9 eV	^{33}As 9,8 eV	^{34}Se 9,8 eV	^{35}Br 11,8 eV	^{36}Kr 14,0 eV	



III.3) Electronégativité

III.3.i) Electronégativité : définitions

Rappel : l'électronégativité χ est la capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons des autres atomes avec lesquels il est engagé par des liaisons covalentes.

Un élément qui attire à lui les électrons est dit électronégatif et possède une valeur de χ élevée.

Un élément possédant une valeur de χ faible est dit électropositif.

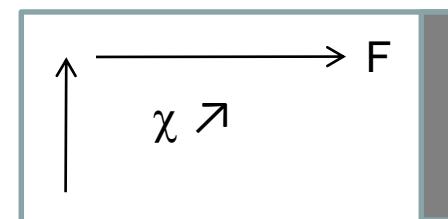
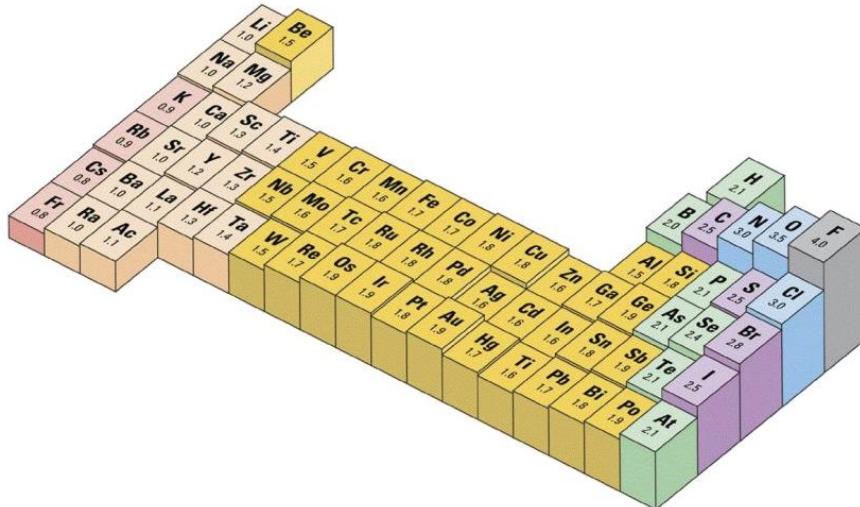
III.3.ii) Electronégativité : évolution

Différentes échelles (Mulliken, Allred-Rochow, Pauling)...

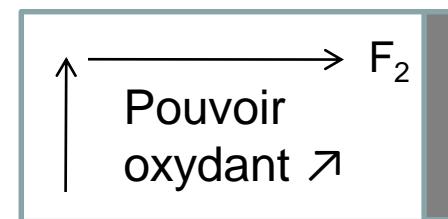
↑ EI ↑ ↑ χ ↑

¹ H 2,2								² He
³ Li 1,0	⁴ Be 1,6	⁵ B 2,0	⁶ C 2,5	⁷ N 3,0	⁸ O 3,5	⁹ F 4,0		¹⁰ Ne
¹¹ Na 0,9	¹² Mg 1,3	¹³ Al 1,6	¹⁴ Si 1,9	¹⁵ P 2,2	¹⁶ S 2,6	¹⁷ Cl 3,1		¹⁸ Ar
¹⁹ K 0,8	²⁰ Ca 1,0	³¹ Ga 1,6	³² Ge 1,8	³³ As 2,1	³⁴ Se 2,4	³⁵ Br 2,9		³⁶ Kr

↑ EI ↑ ↑ χ ↑



$$\chi ({}_9\text{F}) > \chi ({}_8\text{O}) > \{ \chi ({}_{17}\text{Cl}) \approx \chi ({}_{7}\text{N}) \}$$

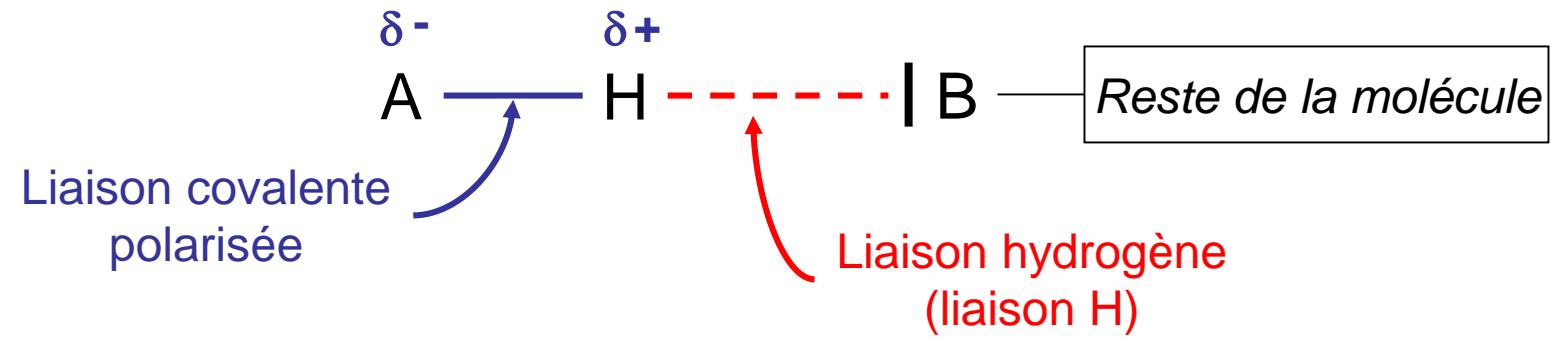


III.3) Electronégativité : compléments sur la liaison hydrogène

La « liaison hydrogène » résulte de l'interaction électrostatique entre :

un atome d'hydrogène lié à un élément très electronégatif (F, O, N ou Cl)

et un élément très electronégatif (F, O ou N (et Cl)) portant au moins un doublet non liant



« A et B » = F, O ou N (et Cl)

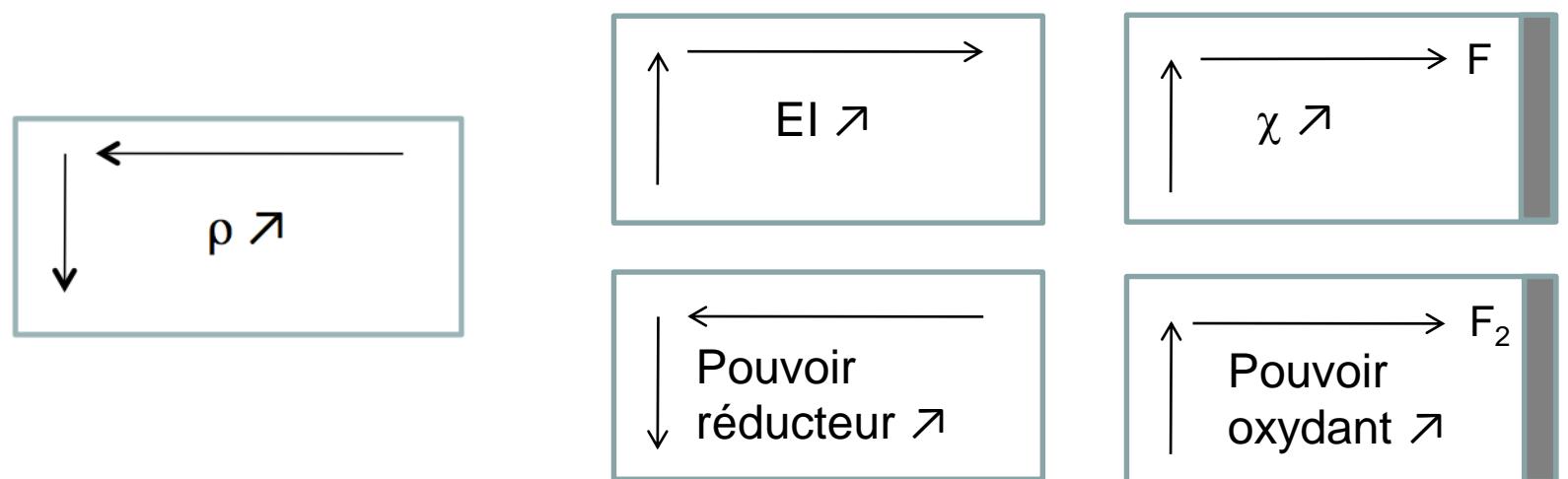
L'essentiel

Ne pas apprendre la classification mais connaître les propriétés des principales familles

Evolution rayon atomique, comparaison ioniques entre eux et / rayon atomique.
Notion de polarisabilité, liée à la taille des entités

Définitions et évolutions de EI, et χ ; pouvoir oxydant ou réducteur.

Connaître les éléments les plus électronégatifs (F, O, N, Cl).



Exercices

Exercice 1. Quelle(s) proposition(s) est(sont) vraies ?

- A. La classification périodique est organisée selon les valeurs de M croissantes.
- B. On retrouve dans une période des propriétés chimiques analogues.
- C. Tous les éléments des blocs s et d sont des métaux.
- D. Aucun élément du bloc p n'est métallique.
- E. Un cation est nécessairement plus petit que l'atome correspondant.
- F. Un anion est nécessairement plus grand que l'atome correspondant.

Exercice 2. On rappelle les configurations électroniques obtenues dans les exercices su chapitre 2 pour les éléments :



- 1) Précisez lesquels appartiennent à l'une des familles suivantes : métaux alcalins, métaux alcalino-terreux, halogènes, gaz nobles, métaux de transition.
- 2) Quel est à votre avis l'ion le plus stable pour les 4 éléments S, Cl, Ca et Rb?
- 3) Comparer l'énergie d'ionisation, l'électronégativité et le rayon atomique des ces 5 éléments.
- 4) A votre avis, le dichlore Cl_2 est-il plutôt réducteur ou oxydant? Même question pour le calcium Ca et le rubidium Rb.

Exercices

Exercice 3. Commenter le tableau ci-dessous.

Gaz noble	T _{ébullition} (°C)	T _{fusion} (°C)
₂ He	-269	-270
₁₀ Ne	-246	-249
₁₈ Ar	-186	-189
₃₆ Kr	-153	- 157
₅₄ Xe	-108	-112

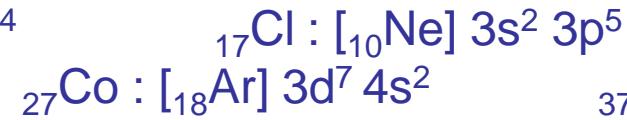
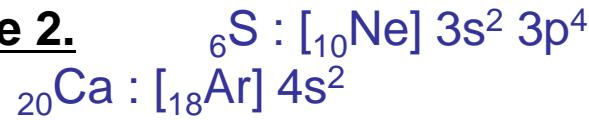
Exercice 4. Parmi les couples de molécules (A, B) suivants, quels sont ceux qui présentent des interactions de type liaison hydrogène entre la molécule A et la molécule B :



Exercices (correction)

Exercice 1. C, E et F

Exercice 2.



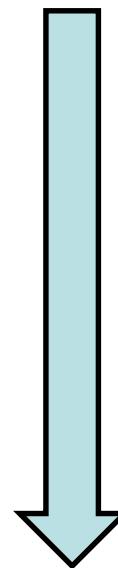
Avec le formalisme suivant : élément X (bloc, période n° , colonne n°)
S (p, 3, 16), Cl (p, 3, 17), Ca (s, 4, 2), Co (d, 4, 9), Rb (s, 5, 1)

- 1) Rb est un alcalin (1^{ère} colonne), Ca est un alcalino-terreux (2^{ème} colonne) et Cl un halogène (17^{ème} colonne). Co est un métal de transition (bloc d). Pas de gaz noble (18^{ème} colonne).
- 2) De manière à atteindre la configuration électronique du gaz noble le plus proche dans la classification périodique, ces éléments forment comme ion S^{2-} , Cl^- , Ca^{2+} et Rb^+ (la question n'est pas posée pour Co, métal de transition qui forme plusieurs cations stables).
- 3) $\text{EI}(\text{Rb}) < \text{EI}(\text{Ca}) < \text{EI}(\text{Co}) < \text{EI}(\text{S}) < \text{EI}(\text{Cl})$
 $\chi(\text{Rb}) < \chi(\text{Ca}) < \chi(\text{Co}) < \chi(\text{S}) < \chi(\text{Cl})$
 $\rho(\text{Rb}) > \rho(\text{Ca}) > \rho(\text{Co}) > \rho(\text{S}) > \rho(\text{Cl})$
- 4) Cl_2 est un oxydant, Ca et Rb sont des réducteurs.

Exercices (correction)

Exercice 3. L'énoncé indique que tous ces éléments sont des gaz nobles. Les numéros atomiques permettent de se persuader qu'ils sont bien ranger selon leur ligne dans la classification périodique. De haut en bas dans une même colonne le rayon atomique.

Gaz noble	T _{ébullition} (°C)	T _{fusion} (°C)
₂ He	-269	-270
₁₀ Ne	-246	-249
₁₈ Ar	-186	-189
₃₆ Kr	-153	-157
₅₄ Xe	-108	-112



Le rayon des atomes ↗



la polarisabilité ↗



interactions de Van der Waals ↗



températures de changement d'état ↗

Exercice 4. (NH₃, H₂O) et (NH₃, HF)

Mentions légales

L'ensemble de ce document relève des législations française et internationale sur le droit d'auteur et la propriété intellectuelle. Tous les droits de reproduction de tout ou partie sont réservés pour les textes ainsi que pour l'ensemble des documents iconographiques, photographiques, vidéos et sonores.

Ce document est interdit à la vente ou à la location. Sa diffusion, duplication, mise à disposition du public (sous quelque forme ou support que ce soit), mise en réseau, partielles ou totales, sont strictement réservées à l'Université Grenoble Alpes (UGA).

L'utilisation de ce document est strictement réservée à l'usage privé des étudiants inscrits à l'Université Grenoble Alpes (UGA), et non destinée à une utilisation collective, gratuite ou payante.