Les **gaz rares** (éléments de la colonne VIIIA) sont tous **stables**, car leur couche électronique externe est **complète** (4 paires = 8 électrons ; exception : He = 2 électrons).

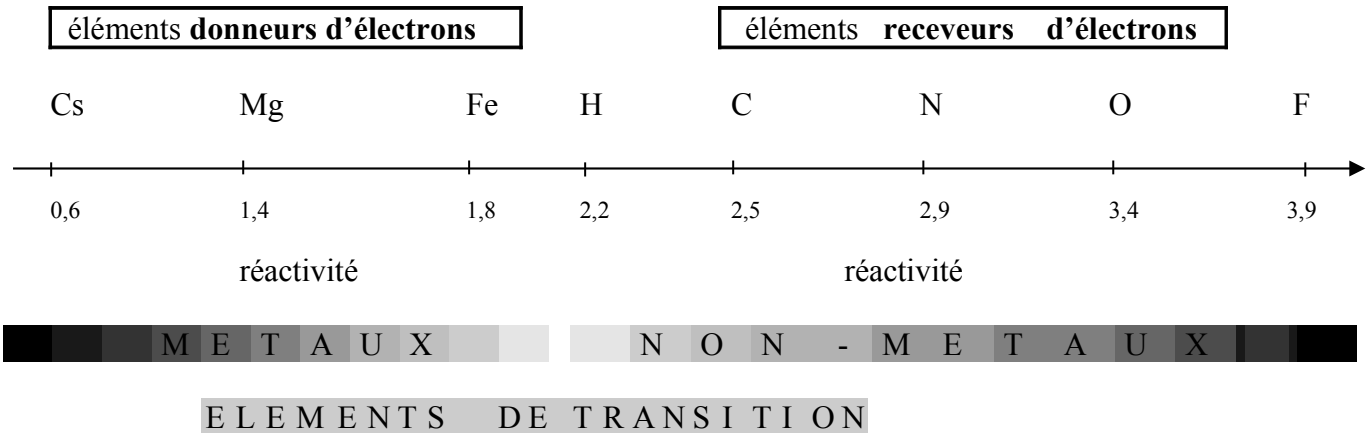
Pour **devenir stables**, les atomes dont la couche électronique externe est incomplète vont devoir donner, recevoir ou mettre en commun des électrons externes en se liant à d'autres atomes, pour **acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche**.

Pour déterminer si un atome donne, reçoit ou met en commun des électrons pour obtenir une couche électronique complète, on se base sur son électronégativité :

L'**électronégativité** (**ε**) d'un élément permet de prévoir la tendance que possèdent ses atomes à **recevoir** ou à **donner** des électrons lorsqu'ils se lient avec d'autres atomes.

La valeur de l'électronégativité se lit sur le tableau périodique des éléments.

Echelle schématique :



L'électronégativité des **gaz rares** n'est pas définie, car leur couche électronique externe est complète.

Métaux ($\varepsilon \leq 2{,}0$) : possèdent peu d'électrons externes (1, 2, 3 ou 4) et les **donnent** donc plus ou moins facilement (couche précédente alors complète).

Non-métaux ($\varepsilon \geq 2{,}0$) : possèdent beaucoup d'électrons externes (4, 5, 6 ou 7) et **reçoivent** donc plus ou moins facilement le nombre d'électrons nécessaires pour compléter leur couche externe.

Si la différence d'électronégativité entre deux atomes est suffisamment importante : $\Delta\varepsilon \geq 1{,}7$, il y a **transfert d'électron(s)** : il se forme des **ions**. Le métal se charge alors positivement (+) et le non-métal négativement (–).

électron(s)

Métal → Ion +

Non-métal → Ion –

N Nomenclature des ions monoatomiques