

Interprétation de la solubilité ou de l'insolubilité des éléments chimiques : le diagramme de Goldschmidt (d'après Géologie Tout-en-un, Dunod 2015)

En fonction de l'attraction qu'exercent les divers ions sur les molécules d'eau dipolaires, on distingue différents degrés de solubilité. L'attraction d'un élément donné est évaluée par son **potentiel ionique**, rapport entre sa charge (z) et son rayon ionique (r), qui exprime la densité de charge de cet ion. Le diagramme de Goldschmidt permet de positionner les divers ions en fonction de leur charge (en abscisse) et de leur rayon (en ordonnée).

Différents domaines y sont définis :

Le domaine des cations solubles à très solubles ($z/r < 3$) : le faible potentiel ionique de ces ions (monovalents ou bivalents) est suffisant pour attirer les molécules d'eau autour d'eux sans pour autant qu'ils soient capables de provoquer la déprotonation à savoir rompre les liaisons covalentes polaires des molécules d'eau ; la raison en est que l'attraction entre le cation et l'atome d'oxygène est plus faible que l'attraction entre les atomes O et H. Suivant le rayon de ces ions, on distingue :

- des cations ayant un potentiel ionique compris entre 1 et 3, capables de retenir efficacement des molécules d'eau à leur surface (qui constituent alors une **sphère de solvation**) : ce sont les cations les plus solubles dans l'eau (Na^+ ou Ca^{2+}) ;
- des cations ayant un potentiel ionique inférieur à 1 du fait de leur très gros diamètre ; moins aptes à attirer les molécules d'eau, ils possèdent une sphère de solvation plus modeste et sont donc relativement moins solubles que les précédents (K^+).

Le domaine des cations insolubles ($3 < z/r < 10$) : dans ce cas, le potentiel ionique est suffisant pour provoquer la déprotonation de certaines molécules d'eau de leur sphère d'hydratation ; la rupture d'une des deux liaisons covalentes polaires au cœur des molécules d'eau permet ainsi à ces cations de s'associer aux ions OH^- pour constituer des hydroxydes quasiment insolubles ; il s'agit de Fe^{3+} et de Al^{3+} en particulier.

Le domaine des oxyanions solubles ($z/r > 10$) : dans ce dernier cas, les ions ont un potentiel ionique suffisamment élevé pour provoquer la rupture d'une à deux liaisons covalentes polaires de chaque molécule d'eau avec laquelle ils s'associent (perte de 1 à 2 protons par molécule d'eau), formant des oxyanions généralement très solubles en raison des répulsions électrostatiques engendrées ; c'est le cas de C (HCO_3^- et CO_3^{2-}) ou S (SO_4^{2-}).

Il est à noter que Si^{4+} , avec un rapport z/r de 9,75, se situe à la limite entre le champ des cations dits insolubles ou très peu solubles, sous la forme $\text{Si}(\text{OH})_4$, et celui des oxyanions (SiO_4^{4-}). Toutefois le potentiel ionique de Si^{4+} n'est pas suffisant pour assurer les répulsions entre oxyanions et c'est la forme $\text{Si}(\text{OH})_4$ ou H_4SiO_4 dite « acide silicique » qui est la forme soluble de la silice tout en sachant que cette solubilité est modérée.

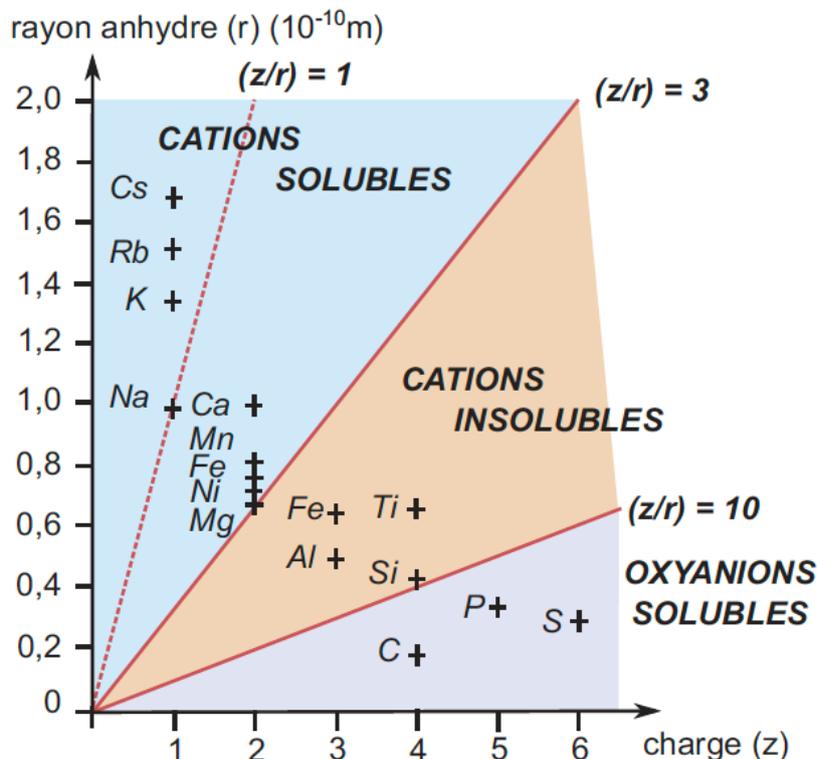


Diagramme de Goldschmidt : solubilité dans l'eau des cations en fonction de leur potentiel ionique (z/r).