

Figure 2.13 - Règles empiriques de solubilité dans l'eau

Anions (-)	+ cations (+)	forment des composés	Exemple
Tous	ions des métaux alcalins Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , Fr ⁺	solubles	NaOH
Tous	ions hydrogène, H ⁺	solubles	HCl
Tous	ions ammonium NH ₄ ⁺	solubles	NH ₄ Cl
Nitrate (NO ₃ ⁻)	tous	solubles	NaNO ₃
Acétate (CH ₃ COO ⁻)	tous	solubles	CH ₃ COOH
Chlorure (Cl ⁻), bromure (Br ⁻), iodure (I ⁻)	Ag ⁺ , Pb ²⁺ , Hg ²⁺ , Cu ⁺	peu solubles*	AgCl
	tous les autres	solubles	NaCl
Sulfate (SO ₄ ²⁻)	Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Pb ²⁺	peu solubles	CaSO ₄
	tous les autres	solubles	CuSO ₄
Sulfure (S ²⁻)	ion des alcalins, H ⁺ , NH ₄ ⁺ , Be ²⁺ , Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	solubles	H ₂ S
	tous les autres	peu solubles	Cu ₂ S
Hydroxyde (OH ⁻)	ion des alcalins, H ⁺ , NH ₄ ⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	solubles	NH ₄ OH
	tous les autres	peu solubles	Fe(OH) ₃
Phosphate (PO ₄ ³⁻), carbonate (CO ₃ ²⁻), sulfite (SO ₃ ²⁻)	ion des alcalins, H ⁺ , NH ₄ ⁺	solubles	H ₃ PO ₄
	tous les autres	peu solubles	CaCO ₃

* L'indication « peu soluble » fait référence ici à une très faible solubilité. C'est pourquoi certains textes indiquent « non soluble ».