

Activité S1.4 : Dissolution dans l'eau

L'eau solvant

La molécule d'eau est polaire et protique. Elle solubilise plus facilement les molécules polaires et/ou protiques M et les ions C^{p+} et A^{q-} par formation de liaison hydrogène.

On parle d'un effet solvatant des ions et des molécules polaires par l'eau, on dit que les espèces sont hydratées ou solvatées (solutés en phase aqueuse), on note alors les molécules $M_{(aq)}$ et les ions $C^{p+}_{(aq)}$ et $A^{q-}_{(aq)}$ (**ex.** : éthanol_(aq), Na⁺_(aq), H₃O⁺_(aq) et Cl⁻_(aq)).

Solutés

Une solution aqueuse s'obtient en dissolvant un ou plusieurs solutés (molécules ou ions) dans de l'eau qui constitue le solvant largement majoritaire.

La dissolution est un phénomène limité ; au-delà d'une certaine quantité de soluté ajouté, il ne se dissout plus, on dit alors que la solution est saturée. Il y a saturation.

Solubilité

Soit un volume V de solution aqueuse **saturée** en un soluté, on appelle solubilité s de ce soluté, le quotient de la quantité de matière dissoute n par V à une température T. Elle s'exprime en mol.L⁻¹.

On définit aussi une solubilité massique exprimée en g.L⁻¹, par $s_m = s \times M(\text{soluté})$.

N.B. : si on introduit une quantité de matière inférieure à celle qui permet la saturation, alors on doit considérer que la réaction de dissolution est **TOTALE** ; la solution n'est pas saturée et la concentration apportée en soluté est **OBLIGATOIREMENT** plus **PETITE** que la solubilité.

Solution électrolytique

Un électrolyte est un composé qui mis en solution accroît la conductivité électrique par la formation d'espèces chargées, les ions. On parle d'une solution électrolytique.

Tous les sels, appelés aussi composés ioniques ou solides ioniques, sont des électrolytes. On reconnaît un sel, car il est constitué d'espèces ioniques ; en général, sa formule brute contient des éléments métalliques et/ou halogène (F, Cl, Br et I) et/ou des ions polyatomiques (NO₃, NH₄, SO₄).

L'eau a donc :

- un effet dissociant sur les électrolytes, il y a formation de paires d'ions.

exemples : $\text{NaCl}_{(s)} = (\text{Na}^+ + \text{Cl}^-)_{(aq)}$ ou $\text{HCl}_{(g)} = (\text{H}^+ + \text{Cl}^-)_{(aq)}$.

- un effet dispersant sur les paires d'ions pour former des ions libres.

exemples : $(\text{Na}^+ + \text{Cl}^-)_{(aq)} = \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ et $(\text{H}^+ + \text{Cl}^-)_{(aq)} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

On parle électrolyte **FORT** lorsque la dissolution et la libération des ions sont **TOTALES**; à l'opposé, quand les réactions sont **partielles (équilibrées)**, on utilise le terme d'électrolyte **faible**.

activité 4.1 Dissolution, dissociation et réaction chimique dans l'eau

Lorsqu'on dissout un soluté dans l'eau pure, les espèces chimiques qui vont apparaître en tant qu'espèces chimiques stables en solution peuvent être très diverses ; pour illustrer différentes situations que l'on peut rencontrer nous allons prendre des exemples :

Avant toute chose, pour chaque dissolution

il FAUT écrire l'équation équilibrée de la réaction étudiée.

1°) soluté moléculaire non-dissocié :

soit le glucose $C_6H_{12}O_6$ (s) à l'état initial et $C_6H_{12}O_6$ (aq) à l'état final ; la réaction est totale pour l'introduction de 0,10 mol de solide dans 1,0 L d'eau. Calculer la concentration molaire et la concentration massique de la solution de glucose.

Données : $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

2°) soluté moléculaire dissocié par réaction avec l'eau :

soit le bromure d'hydrogène HBr (g) à l'état initial et H_3O^+ (aq) et Br^- (aq) à l'état final ; la réaction est totale pour l'introduction de 0,10 mol de gaz dans 1,0 L d'eau. Calculer la concentration molaire des ions libérés et le pH de la solution aqueuse acide. Conclure.

Données : HBr est un acide FORT dans l'eau et $pH = -\log a(H_3O^+_{(aq)})$

3°) soluté moléculaire hydraté puis dissocié par réaction avec l'eau :

soit le dioxyde de carbone CO_2 (g) à l'état initial et HCO_3^- (aq) et H_3O^+ (aq) à l'état final ; la réaction est équilibrée, le pH final vaut 5,4 et la pression partielle du gaz à l'équilibre vaut $4,0 \cdot 10^{-4}$ bar. Calculer la concentration molaire des ions libérés et la constante d'équilibre de la réaction.

Données : CO_2 est un acide faible dans l'eau et $a(H_3O^+_{(aq)}) = 10^{-pH}$

4°) solide ionique dissocié inerte dans l'eau :

soit l'iodure de plomb PbI_2 (s) à l'état initial et Pb^{2+} (aq) et I^- (aq) à l'état final ; dans certaines conditions la réaction est équilibrée et la solubilité de l'iodure de plomb vaut $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à 298 K. Calculer à saturation, la concentration molaire des ions libérés, la constante d'équilibre de la réaction et la solubilité massique de l'iodure de plomb. Quelles conditions doit-on vérifier pour être à saturation.

Données : $M(I) = 126,9 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(Pb) = 207,2 \text{ g.mol}^{-1}$

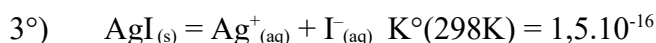
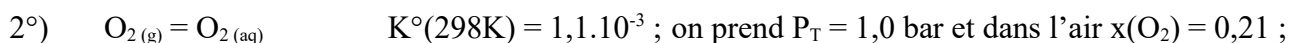
5°) solide ionique dissocié qui réagit avec l'eau :

soit l'oxyde de sodium Na_2O (s) à l'état initial et Na^+ (aq) et HO^- (aq) à l'état final ; la réaction est totale pour l'introduction de 0,10 g de solide dans 0,50 L d'eau. Calculer la concentration molaire des ions libérés dans la solution aqueuse.

Données : $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(Na) = 23,0 \text{ g.mol}^{-1}$

activité 4.2 Application de la constante d'équilibre aux conditions de saturation

Lorsqu'on dissout un soluté dans l'eau pure, tant que le quotient de la réaction de dissolution est plus petit que la constante d'équilibre de dissolution, le composé se dissout et la solution aqueuse n'est pas saturée ; dès qu'il y a égalité des deux valeurs, on atteint la limite de saturation, le soluté ajouté ne se dissout plus et les concentrations à l'équilibre sont constantes et telles que $(Q_r)_{eq} = K^\circ$.



Pour les trois cas précédents :

- Écrivez l'expression de la constante d'équilibre K° en fonction des **activités** à l'équilibre ; en déduire son expression en fonction des concentrations des solutés et/ou des pressions partielles des gaz, de C° (concentration de référence) et de P° (pression standard.).
- Calculez la concentration limite pour une solution saturée, cette valeur est égale à la solubilité. Pourquoi ?

activité 4.3 Études des différents facteurs d'un équilibre en solution aqueuse

1°) Variation de K°

Soit l'équation bilan : $HA_{(aq)} + H_2O = A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ de constante d'équilibre K°

a°) Écrivez le tableau d'avancement correspondant à un état initial où seul HA est présent dans l'eau à une concentration initiale $C_0 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

b°) Écrivez l'expression de la constante d'équilibre K° en fonction des concentrations à l'équilibre des solutés et de C° (concentration de référence.)

c°) En déduire l'équation reliant K° , C_0 et ξ_v . Que devient-elle si on remplace ξ_v par τ ?

d°) Faites le calcul de ξ_v et τ pour les valeurs de $K^\circ = 10^{-1}$; 10^{-2} ; 10^{-3} ; 10^{-4} ; 10^{-5} .

e°) Conclure. On pourra modéliser avec un programme python l'évolution de ξ_v avec K° .

2°) Variation de C_0

Soit l'équation bilan : $A^-_{(aq)} + H_2O = HO^-_{(aq)} + HA_{(aq)}$ de constante d'équilibre $K^\circ = 10^{-3}$

a°) Écrivez le tableau d'avancement correspondant à un état initial où seul A^- est présent dans l'eau à une concentration initiale C_0 .

b°) Écrivez l'expression de la constante d'équilibre K° , en fonction des concentrations à l'équilibre des solutés et de C° (concentration de référence.)

c°) En déduire l'équation reliant K° , C_0 et ξ_v . Que devient-elle si on remplace ξ_v par τ ?

d°) Faites le calcul de ξ_v et τ pour les valeurs de $C_0 = 10^{-1}$; 10^{-2} ; 10^{-3} ; 10^{-4} ; 10^{-5} mol.L⁻¹.

e°) Conclure. On pourra modéliser avec un programme python l'évolution de ξ_v avec C_0 .