**Révisions : solutions aqueuses ; réactions d’oxydoréduction ;**

 **bilans de matière**

1. **Solution**

Une solution est fabriquée à partir d’un soluté (solide, liquide ou gaz) dissous dans un solvant.

La majorité des solutions sont aqueuses c’est-à-dire que le solvant utilisé est de l’eau.

1. **Solutions aqueuses ioniques**
	1. **Les solides ioniques cristallisés**
* C’est un assemblage régulier et alterné de cations et d’anions en quantités telles que le cristal soit neutre.
* La cohésion est assurée par les interactions électriques existant entre tous les cations et tous les anions (les attractions l’emportent sur les répulsions du fait que chaque ion est plus proche d’ions de signe contraire à lui-même que d’ions de même signe) ce qui définit la liaison ionique.
* Le grain de matière considéré sera le plus petit groupe neutre d’ions et on le notera comme une molécule.

Exemples : **NaCl (s) FeCl3(s) Fe2(SO4)3 (s)**

* Dans certains cas, des molécules d’eau sont associées aux ions ; on dit que le solide ionique est hydraté. Exemple : **(NH4)2SO4,FeSO4,6 H2O** ; les cas précédents étaient par opposition des composés anhydres.
	1. **Équations chimiques de la dissolution des solides ioniques dans l’eau**

 **Dissous dans l’eau, le cristal ionique libère des ions ; on forme alors une solution aqueuse.**

 Exemples :

 **H2O**

 NaCl(S)  → (1)

 **H2O**

 FeCl3(S)  → (2)

 **H2O**

 Fe2(SO4)3(S)  → (3)

 **H2O**

 (NH4)2SO4,FeSO4,6 H2O(s) → (4)

* 1. **Concentrations molaire c et massique cm en soluté dissous dans la solution**

 **● Concentration (molaire) :** C’est la quantité de matière en soluté X dissous par litre de solution.

$c\_{X}= \frac{n\_{X}}{V\_{sol}}$ nX est en mol, Vsol en L et donc CX en mol.L-1

 **● Concentration massique :** C’est la masse de soluté X dissous par litre de solution .

 $C\_{mX}= \frac{m\_{X}}{V\_{sol}}$ mX est en g, Vsol en L et donc CmX en g.L-1

 **● Relations entre c et cm** :+ lettres en indice On a $c=\frac{n}{V}$ et $n= \frac{m}{M}$ donc $c= \frac{m}{M V}$ = $\frac{1}{M} x \frac{m}{V}$ = $\frac{1}{M} x c\_{m}= \frac{c\_{m}}{M}$

 On a donc $c\_{X}= \frac{C\_{mX}}{M\_{X}}$ ou $C\_{mX}=c\_{X} M\_{X}$

 **● Solubilité notée s** en g.L-1 :C’est la concentration massique d’une solution saturée soit la masse maximale de

soluté que l’on peut dissoudre par litre de solution.

 Ex : solubilité du chlorure de sodium dans l’eau à 20 °C : s = 350 g.L-1

* 1. **Concentration d’une espèce chimique en solution**

**Les concentrations d’une espèce en solution se notent entre crochets [ ] et peuvent être exprimées en fonction de la concentration c en soluté dissous**

 **H2O**

 NaCl(S)  → Na+(aq) + Cl- (aq) (1)  On a donc [Na+] = et [Cl-] =

 **H2O**

 FeCl3(S)  → Fe3+(aq) + 3 Cl-(aq) (2)  On a donc [Fe3+] = et [Cl-] =

 **H2O**

 Fe2(SO4)3(S)  → 2 Fe3+(aq) + 3 SO42-(aq) (3) On a donc [Fe3+] = et [SO42-] =

 **H2O**

 (NH4)2SO4,FeSO4,6 H2O(s) → Fe2+(aq) + 2 SO42-(aq) + 2 NH4+(aq) + 6 H2O(l) (4)

 On a donc [Fe2+] = [SO42-] = et [NH4+] =

1. **Solutions aqueuses moléculaires**

* 1. **La dissolution de corps moléculaires dans l’eau**
* Si la molécule est polaire, il se crée alors des liaisons hydrogène entre la molécule d'eau et la molécule ; la solubilité du corps moléculaire est généralement élevée.
* Si la molécule n’est pas polaire, la solubilité du corps moléculaire est alors faible (CO2) et souvent très faible (H2, Cl2, CH4).
	1. **Équations chimiques de la dissolution des solides moléculaires dans l’eau**

 **H2O H2O H2O**

 HCl(g) → CH3COOH(l) → NH3(g) →

1. **Précipitation de solides ioniques**
	1. **Solides ioniques insolubles**

 Certains solides ioniques ont une solubilité si faible (de l’ordre de 1 mg.L-1) qu’on les considère insolubles.

 AgCl : s = 2.10-3 g.L-1 ; BaSO4 : s = 2,3.10-3 g.L-1 ; CaF2 : s = 1,7.10-3 g.L-1 à 20 °C

* 1. **Phénomène de précipitation**

Si 2 solutions contenant chacune un type d’ions d’un solide ionique insoluble sont mélangées, les ions se regroupent pour former le solide ionique appelé alors précipité.

* 1. **Équations chimiques de précipitation**

|  |  |
| --- | --- |
| **Équation de la réaction de précipitation** | **ion(s)identifié(s) par la réaction** |
| Ag+(aq) + Cl-(aq) → (précipité blanc qui noircit à la lumière)  | identification de Cl- par Ag+  ou identification d’ Ag+ par Cl- |
| Ba2+(aq) + SO42-(aq) → (précipité blanc)  | identification de SO42- par Ba2+ ou identification de Ba2+  par SO42- |
| Cu2+(aq) + 2 OH-(aq) → (précipité bleu)  | identification de Cu2+ par HO-  |
| Fe2+(aq) + 2 OH-(aq) → (précipité verdâtre) | identification de Fe2+ par HO-   |
| Fe3+(aq) + 3 OH- (aq) → (précipité rouille) | identification de Fe3+ par HO-  |

1. **Réactions d’oxydoréduction**
	1. **Définitions**
* **Un oxydant est une espèce chimique capable de capter au moins un électron.**
* **Un réducteur est une espèce chimique capable de céder au moins un électron.**
	1. **Couples oxydant/réducteur ; écriture de demi-équations d’oxydoréduction**
* Cu2+(aq) / Cu (s)
* Fe2+(aq) / Fe (s)
* Ag+(aq) / Ag (s)
* Fe3+(aq) / Fe2+ (aq)
* I2 (aq) / I- (aq)
* Cr2O72-(aq) / Cr3+ (aq)
* MnO4-(aq) / Mn2+(aq)
* NO3-(aq) /NO (g)
* ClO-(aq) /Cl-(aq)
* CO2 (g) / H2C2O4(aq)
* H2O2(aq) /H2O (l)
* O2 (g) / H2O2 (aq)
* S4O62-(aq) /S2O32-(aq)
* S2O32-(aq) / S(s)
* SO2 (g) / S2O32- (aq)

* 1. **Écriture d’équations d’oxydoréduction**

 Une réaction d’oxydo-réduction met en jeu deux couples oxydant / réducteur. Il y a échange d’électrons entre le réducteur d’un couple et l’oxydant de l’autre couple.

* ***Réaction entre une solution de dichromate de potassium (2 K+(aq) + Cr2O72-(aq)) et une solution de sulfate de fer II (Fe2+(aq) + SO42-(aq) )***

Cr2O72-(aq) / Cr3+ (aq)

Fe3+(aq) / Fe2+ (aq)

* ***Réaction entre une solution d’acide nitrique (H+aq) + NO3-(aq) ) et du cuivre***

NO3-(aq) /NO (g)

Cu2+(aq) / Cu (s)

1. **Tableau d’avancement d’une réaction totale**

*Exemple : On fait réagir 8 mol d’ions NO3-(aq) sur 9 mol de métal Cu(s) en présence d’ions H+(aq) en excès.*

 *L’eau est le solvant donc en très grand excès.*

 *Il n’y a pas de produits au départ.*

* 1. **Le tableau d’avancement**

|  |  |
| --- | --- |
|  |  2 NO3-(aq) + 8 H+(aq)  + 3 Cu(s) → 2 NO(g) + 4 H2O(l) + 3 Cu2+(aq)  |
| **État** |  |
|  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |

La quantité de matière disparue pour un réactif est le produit de son nombre stœchiométrique par l’avancement *x* de la réaction.

La quantité de matière apparue pour un produit est le produit de son nombre stœchiométrique par l’avancement *x* de la réaction.

Lorsque l’avancement *x* atteint sa valeur maximale *xmax*, le réactif en défaut (dit limitant) a entièrement disparu. Il reste du ou des réactif(s) en excès.

*Remarque : si la réaction n’est pas totale, l’avancement x n’atteint pas sa valeur maximale xmax.*

* 1. **Détermination de l’avancement maximal *xmax* de la réaction**
		1. **Méthode 1**

 Les quantités de matière restent forcément positives. On a donc :

 →

* + 1. **Méthode 2**

 Si NO3- disparaît en premier (donc si NO3- est limitant) alors

 Si Cu est limitant (donc si Cu est limitant) alors

 On retient forcément la valeur de l’avancement maximal le plus petit car sinon on arriverait à un avancement négatif. On retient

 donc ici *xmax* =

* 1. **Bilan de matière à l’état final**

 EF : nf (NO3-) = nf (Cu) =

 nf (NO) = nf (Cu2+) =

1. **Bilan à l’état final sans utiliser un tableau d’avancement**

Sur des cas simples, on peut conclure simplement sans utiliser un tableau d’avancement.

**Exemple 1**

*On fait réagir 1,0 mol de fer avec 1,0 mol d’ions cuivre (II) Cu2+ suivant la réaction d’équation :*

*Fe (s)  + Cu2+ (aq) → Fe2+ (aq) + Cu (s)*

Bilan : nf (Fe) = nf (Cu2+) = nf (Fe2+) = nf (Cu) =

**Exemple 2**

*On fait réagir 0,1 mol de propane et 0,5 mol de dioxygène suivant la réaction d’équation :*

*C3H8 (g)  + 5 O2 (g) → 3 CO2 (g) + 4 H2O(l)*

Bilan : nf (C3H8 ) = nf (O2) = nf (CO2) = nf (H2O) =

**Exemple 3**

*On fait réagir 1,0 mol de fer avec 0,7 mol d’ions cuivre (II) Cu2+ suivant la réaction :*

*Fe (s)  + Cu2+ (aq) → Fe2+ (aq) + Cu (s)*

Bilan : nf (Fe) = nf (Cu2+) = n*f* (Fe2+) = nf (Cu) =

1. **Relations à utiliser avant et après un bilan de matière**

Durant le bilan de matière, on utilise forcément des quantités de matière n.

* 1. **Avant un bilan de matière**

 Si les grandeurs ne sont pas exprimées en quantités de matière au départ, on doit utiliser une des relations suivantes :

 ● si ce sont des ions, comme $c\_{X}= \frac{n\_{X}}{V\_{sol}} $ , connaissant la concentration CX des ions X et le volume de la solution d’ions mis en jeu exprimé en L, on peut exprimer la quantité de matière avec la relation **nX = cX .V**sol

  *Exemple : 12 mL d’ions Cu2+ à la concentration c = 4,0 . 10-2 mol.L-1*

 ● si c’est un solide, connaissant la masse mX de solide mis en jeu et la masse molaire MX du solide X, on peut exprimer

 la quantité de matière de solide avec la relation $n\_{X}=\frac{m\_{X}}{M\_{X}}$ .

 *Exemple : 12 g de fer de masse molaire MFe = 56,0 g.mol-1*

 ● si c’est un gaz, connaissant le volume Vg de gaz mis en jeu et son volume molaire Vm, on peut exprimer la

 quantité de matière de gaz mis en jeu ng avec la relation $n\_{g}= \frac{V\_{g}}{V\_{m}}$

 *Exemple : V = 127 mL de dioxygène de volume molaire Vm = 24,0 L.mol-1*

● si c’est un liquide pur, connaissant le volume Vl de liquide pur mis en jeu, sa masse volumique ρl et sa masse

 molaire Ml, on peut exprimer la quantité de matière de liquide pur mis en jeu nl avec la relation $n\_{l}= \frac{ρ\_{l×V\_{l}}}{M\_{l}}$

 *Exemple : 10,0 mL d’éthanol de masse volumique ρét = 0,79 g.L-1 (d=0,79) et de masse molaire Mét = 46,0 g.mol-1*

* 1. **Après un bilan de matière**

Si on désire transformer les quantités de matière obtenues en une grandeur plus facilement mesurable, on peut utiliser une des relations suivantes :

 Connaissant la quantité de matière n d’un composé :

 ● si ce sont des ions, on peut déduire leur concentration correspondante avec la formule $c\_{X}= \frac{n\_{X}}{V\_{sol}}$

 ● si c’est un solide, on a $n\_{X}=\frac{m\_{X}}{M\_{X}}$ et on peut déduire la masse mX correspondante avec la formule **mX = nX. MX**

 ● si c’est un gaz , on a $n\_{g}= \frac{V\_{g}}{V\_{m}}$ et on peut déduire le volume Vg correspondant avec la formule **Vg = ng . Vm**

● si c’est un liquide pur, on a $n\_{l}= \frac{ρ\_{l×V\_{l}}}{M\_{l}}$ et on peut déduire le volume Vl correspondant avec la formule

 $V\_{l}= \frac{n\_{l} M\_{l}}{ρ\_{l}}$