

CHIMIE GENERALE - CHIM-F-101

0. Introduction

- ① Thierry Visart, secrétariat: slabouve@ulb.ac.be
- ① Laboratoire: blouse + 10€ obligatoire
- ① Séminaires: voir les ressources vidéos avant.
- ① 3 tests:
A: facile
B: moyen
C: difficile
dispo mtn }
Cela signifie de base: avancé } pour le 15/10 max

① Niveau de savoir:

- ① Symbolique
- ② microscopique ou moléculaire
- ③ macroscopique

② Loi et Théorie

- Loi: décrit ce qui se passe
- Théorie: explique pourquoi cela se passe.

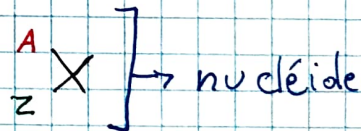
NA ③ Hypothèse d'Avogadro:

A T^0 et P constante, des volumes de gaz égaux de n gaz contiennent le même $\#$ de particules.

1 : NOTIONS FONDAMENTALES

1.1. Définitions:

- ① - A: # de masse
- Z: # atomique (p^+)
- X: symbole chimique



- ① isotope: nucléides de même Z mais de $A \neq$
ex: ^{79}Br et ^{81}Br

- ① Corps simple, composé, pur, mélange: CF Séminaire

1.2. Nomenclature:

→ voir le dossier nomenclature

② Masse atomique

U.M.a

Une unité de masse atomique est $\frac{1}{12}$ de m_{12C} .

- Dans la nature, $\exists \neq$ isotopes d'un même élément, ceux-ci sont détectés par un spectromètre de masse qui mesure aussi leur proportion.

→ La masse atomique moyenne apparaît sur le T.P.

② Stoechiométrie

→ Étude des q.té de matière consommés et de matière produites dans une réaction chimique.

③ Mole: $1 \text{ mole} = 6,022 \cdot 10^{23}$ unités

→ $1 \text{ uma} = 1 \text{ g/mol}$

$M (\text{g/mol})$ ③ Masse molaire = masse d'une mole d'une substance. $M (\text{g/mol})$

%i ③ % massique: $\%i = \frac{\text{masse } i}{\text{masse totale}}$

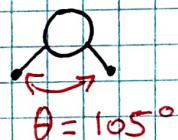
③ Formule: ④ moléculaire = $(\text{f. empirique})_n$, $n \in \mathbb{Z}$

1.3 Solution aqueuse

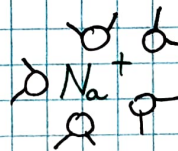
→ L'eau est le solvant

→ L'eau est: une molécule courbée, polaire

→ Les liaisons O-H sont covalentes $D_{O-H} \approx 400 \text{ kJ/mol}$



③ Hydratation se produit quand les sel sont dissous dans l'eau:



→ L'hydratation permet le phénomène d'osmose en rendant les ions plus grand que les H_2O .

③ Soluté

→ Se dissout dans l'eau

→ change de phase (si \neq l)

→ $q.t.c < q.t.c$ d' H_2O , sinon on parle de mélange.

③ Électrolytes (soluté dont les solutions aq. sont conductrices)

→ un électrolyte est fort si il ya bcp de porteurs de charge (ions)

② Composition des solutions

$M \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) \rightarrow$ Molarité : $M = \frac{\text{nombre de moles du soluté}}{\text{volume de la solution}}$

\rightarrow La molarité dépend de la température à cause de la dilatation thermique.

$b \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right) \rightarrow$ Molalité : $b = \frac{\text{nombre de moles du soluté}}{\text{masse du solvant}}$

\rightarrow A de faible concentration, la molalité \approx molarité.

$X_A \rightarrow$ Fraction molaire : moles de A divisées par le # moles total en solution.

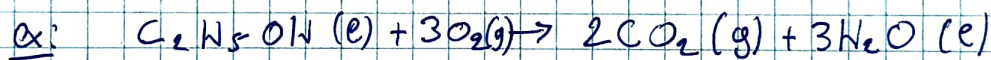
$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots}$$

$\%_A \rightarrow$ Pourcentage massique : m_A / m_{tot}

$$\%_A = \frac{m_A}{m_A + m_B + \dots}$$

1. 4. Réactions chimiques - Stoechiométrie

\rightarrow Un changement chimique \Rightarrow réorganisation des atomes dans 1 ou plusieurs substance



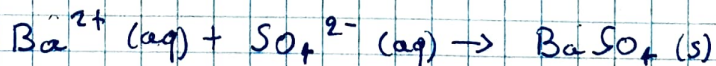
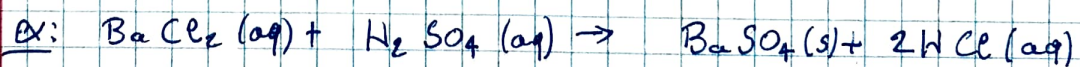
② Écritures des réactions chimiques

- 1) Eq. moléculaire : aucune charge dans l'eq.
- 2) Eq. ionique : présence d'ions spectateurs
- 3) Eq. ionique nette : absence d'ions spectateurs

1. 4.1 Réaction de précipitation

\Rightarrow Formation de substances insolubles

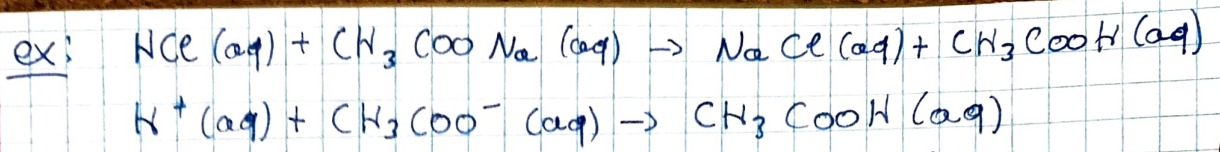
\rightarrow Pour connaître la solubilité d'un élément, se référer aux règles de solubilité



Bonus: NaNO_3 très soluble

1. 4.2 Réaction acide-base

\Rightarrow Réac. entre un donneur et un accepteur d'ions H^+



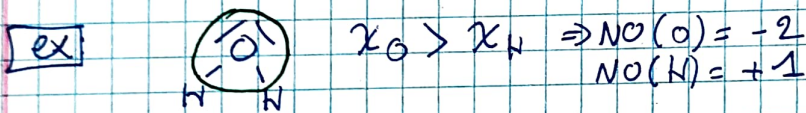
→ Titrage acide-base : analyse volumétrique où une solution (acide ou basique) est utilisée pour en analyser une autre (basique ou acide). Cf TP.

1. 4. 3 Réaction d'oxydo-réduction

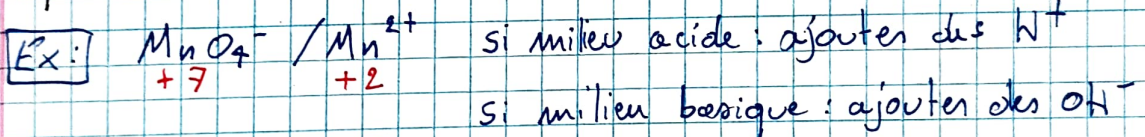
⇒ Réaction avec transfert d'électrons

⊙ Règle pour assigner les nombres d'oxydation :

- ox: $\text{Ox} \rightarrow \text{Red} + n\text{e}^-$ 1) NO d'un atome dans un élément = 0
 Red: $\text{Red} \rightarrow \text{Ox} + n\text{e}^-$ 2) NO d'un ion monatomique = sa charge
 3) NO de l'O = -2, sauf peroxyde → -1
 4) $\sum \text{NO} = \text{charge du composé}$
 5) l'atome le + χ attire les e^- j^o être stable



⊙ Équilibre une réac. redox :



2 STRUCTURE ATOMIQUE & THÉORIE QUANTIK.

2.1 L'étude des atomes

2.1.1 Le modèle nucléaire de l'atome

→ Faraday montre le lien entre électricité et chimie :

1 Faraday = $1\text{F} = \text{Ce}^- \cdot N_A = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{C} \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$
 $= 9,644 \cdot 10^4 \text{C}$

→ Thomson montre le lien entre la masse et la charge grâce à une \neq potentiel qui modifie la trajectoire

des e^- . Il trouve $\frac{e}{m} = -1,76 \cdot 10^6 \text{C/kg}$ (pas important)

→ Il crée un modèle dit du plum pudding

