

Chimie analytique

I. Missions de la chimie analytique : Le suivi quantitatif est effectué essentiellement dans deux secteurs (laboratoires et industries). Le suivi de la qualité des produits d'une industrie, et la vérification des normes imposées par les lois, soit des produits, soit des déchets de production. La chimie analytique, c'est à dire quantitative intervient donc à la fois sur les chaînes de production et à la sortie des usines. Pour illustrer l'importance de la chimie analytique, on peut citer à titre d'exemples les laboratoires d'analyse de traces. On y fait appel, par exemple, lorsque l'on soupçonne un industriel de rejeter des substances nocives dans les eaux d'usages. Ceci intervient de façon générale pour la surveillance des déchets industriels. Autre exemple les détecteurs de pollution sont implantés de plus en plus dans les grandes villes. Avec un autre objectif, les industriels de l'agroalimentaire étudient quotidiennement la qualité de leur produit. Sur les chaînes d'assemblages, un contrôle qualité très serré est effectué systématiquement. On trouve maintenant de plus en plus des chaînes d'assemblages où le système de prélèvement d'échantillons et les dosages sont fait "en continu".

II. Chimie des tests qualitatifs : Les analyses qualitatives sont généralement des tests, généralement basés sur un changement de couleur, indicateurs de la présence de tel ou tel composé ou sur l'apparition d'une modification du système comme par exemple une précipitation ou un dégagement gazeux. Les analyses qualitatives peuvent se faire sur des composés minéraux, essentiellement sous forme ionique en solution aqueuse, ou sur des composés organiques, ce qui permet de mettre en évidence la présence de telle ou telle fonction chimique dans un produit (liqueur de Fehling des aldéhydes et cétones). Les tests qualitatifs peuvent se faire par:

1. précipitation (comme la caractérisation des cations métalliques par précipitation des hydroxydes),

2. complexation,

3. oxydation.

III. Chimie analytique quantitative : Le principe de la chimie analytique quantitative est de déterminer la concentration ou la teneur en une espèce donnée dans une solution, généralement aqueuse. Pour ceci, la technique utilisée est basée sur un dosage où un réactif de

concentration connue (appelé réactif titrant) réagit avec l'espèce de concentration inconnue, l'objectif étant de déterminer la quantité (généralement un volume) de titrant nécessaire pour neutraliser l'espèce, zone particulière du dosage appelée équivalence.

III. Signification de la constante d'acidité.

En chimie, une constante d'acidité ou constante de dissociation acide, K_a , est une mesure quantitative de la force d'un acide en solution. C'est la constante d'équilibre de la réaction de dissociation d'une espèce acide dans le cadre des réactions acido-basiques. Plus cette constante K_a est élevée, plus la dissociation des molécules en solution est grande, et donc plus fort est l'acide.

L'équilibre chimique de la dissociation acide peut être écrit de façon symbolique où AH est un acide générique se dissociant en A^- , appelée sa base conjuguée, et en ion hydrogène H^+ , communément appelé « proton », qui, si la réaction s'effectue en solution aqueuse n'existe que sous la forme d'ion hydronium, H_3O^+ , ou en d'autres termes un proton solvaté.

Dans l'exemple donné dans la figure, « A » est le radical acétate CH_3COO^- , et donc AH est l'acide acétique, CH_3COOH , et A^- sa base conjuguée, l'ion acétate CH_3COO^- .

Les espèces chimiques AH, A^- et H^+ sont dites en équilibre si leur concentration ne varie pas en fonction du temps. La constante d'équilibre est habituellement écrite en termes de quotient de concentrations des différentes espèces à l'équilibre (en mol/L), notées [AH], $[A^-]$ et $[H^+]$.

Cette constante dépend donc de l'espèce concernée (A), mais aussi du solvant et de la température. Du fait des fortes variations de K_a (plusieurs ordres de grandeur), on utilise couramment une échelle logarithmique. Cette constante logarithmique, notée $pK_a = -\log_{10}K_a$, est souvent (mais improprement) appelée « constante d'acidité ». Pour l'acide acétique comme exemple, $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, alors $pK_a = 4,74$. Les acides plus faibles ont des valeurs de K_a inférieures et des valeurs de pK_a supérieures.

Du fait de l'échelle logarithmique inversée, plus cette constante pK_a est élevée, plus la dissociation de l'espèce acide à pH donné (voir l'équation de Henderson-Hasselbalch) est faible, et donc plus l'acide est faible. Un acide faible a un pK_a variant entre - 1,74 à 25 °C et approximativement 12 dans l'eau. Les acides avec un pK_a de valeur

inférieure à -1,74 à 25 °C (pK_a du cation hydronium H_3O^+) sont appelés acides forts et se dissocient presque intégralement dans les solutions aqueuses, et donc la concentration de l'espèce acide non dissociée devient indétectable. Les pK_a des acides forts en solutions aqueuses sont estimés de façon théorique, ou par extrapolation de mesures dans des solutions non-aqueuses, dans lesquelles la constante de dissociation est plus faible, par exemple dans l'acétonitrile ou le diméthylsulfoxyde (DMSO).

Constante de basicité

La base conjuguée A^- : la **constante de basicité** $pK_b = -\log_{10}K_b$.

Les deux constantes K_a et K_b sont reliées par $K_aK_b = [H^+][HO^-] = K_e = 1,0 \times 10^{-14}$, le produit ionique de l'eau. Sous forme logarithmique inversée, $pK_a + pK_b = pK_e = 14$. Pour l'acide acétique comme exemple, $pK_a = 4,74$ et donc pour l'ion acétate, $pK_b = 14 - 4,74 = 9,26$.