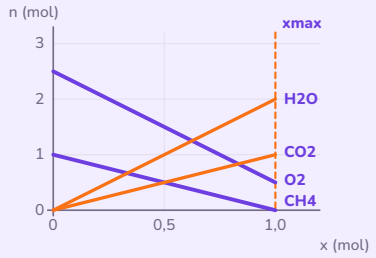
PHYSIQUE-CHIMIE · PREMIÈRE GÉNÉRALE

Constitution et transformations de la matière



7 notions, l'essentiel à retenir et les pièges à éviter.

1 Compter en moles

$n = m / M$

- Une mole contient NA = 6,02 × 10^{23} entités : n = N / NA.
- Masse molaire M (g·mol^{-1}) : somme des masses molaires atomiques, indices compris.

2 Gaz et solutions

$c = n / V$

- Gaz : n = V / Vm, avec Vm ≈ 24,0 L·mol^{-1} à 20 °C et 1,013 bar, quel que soit le gaz.
- Solution : c = n / V en mol·L^{-1}, V en litres ; concentration en masse t = c × M.

3 Avancement et tableau

- L'avancement x (mol) vaut 0 à l'état initial ; il a disparu a·x mol du réactif A.
- Ligne en cours : réactif n_0 − a·x, produit n_0 + c·x.

4 Réactif limitant

xmax = plus petite valeur de n_0 / a

- Pour chaque réactif, n_0 − a·x = 0 ; la plus petite valeur n_0 / a est xmax.
- Le limitant est épuisé, l'autre réactif est en excès ; aucune quantité finale n'est négative.

5 Proportions et état final

- Mélange stœchiométrique : n_0(A) / a = n_0(B) / b, tous les réactifs s'épuisent ensemble.
- xf mesuré : totale si xf = xmax, non totale si xf est inférieur à xmax.

6 Oxydants et réducteurs

$$Ox + n\,e^- \rightleftharpoons Red$$

- Oxydant : capte des électrons (réduction). Réducteur : en cède (oxydation).
- Demi-équation en milieu acide : élément, O par H_2O, H par H^+, charges par e^-.

7 Réaction d'oxydoréduction

$$I_2 + 2\,S_2O_3^{2-} \rightarrow 2\,I^- + S_4O_6^{2-}$$

- Multiplier les demi-équations pour égaliser les électrons, puis additionner : aucun e^- ne reste.
- Le diiode, jaune-brun, est réduit par le thiosulfate : la solution se décolore.

Pièges à éviter

- Laisser un volume en millilitres dans c = n / V.
- Désigner le réactif le moins abondant comme limitant sans diviser par son coefficient.
- Oublier le coefficient stœchiométrique dans la ligne en cours du tableau.
- Placer les électrons du côté du réducteur, ou en laisser dans l'équation d'oxydoréduction.
- Utiliser 22,4 L·mol^{-1} à 20 °C : cette valeur vaut à 0 °C.