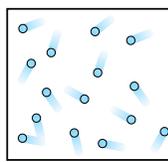
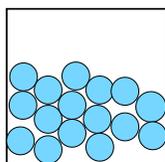
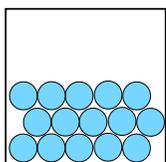




Rappels de lycée (série S)

**POUR BIEN ATTAQUER L'U.E.
CHIMIE GÉNÉRALE**

1. Les états de la matière2^{de}

Solide : les molécules restent à leur place et oscillent un peu.

Liquide : les molécules sont en contact et glissent les unes sur les autres.

Gaz : les molécules ne sont pas en contact et bougent. NB : échelle non respectée.

- Au niveau microscopique, la force pressante est due aux **chocs** des particules du fluide sur la paroi.
- Loi de Boyle-Mariotte : à température fixée, **$PV = \text{cste}$** .

2. Quelques formules autour des atomes et molécules2^{de}

- Une **mole** d'entité chimique est un paquet de $N_A \simeq 6 \times 10^{23}$ entités identiques. Ce nombre est le nombre d'Avogadro, il fait le lien entre le monde microscopique et le monde macroscopique.
- On appelle **masse molaire** la masse d'une mole d'entité chimique (atome, ion ou molécule).
- Formules liées aux quantités de matière :

* Solides et liquides purs : $m = n \times M$ avec
 m masse de l'échantillon en g
 n quantité de matière en mol
 M masse molaire en g/mol

* Solutions : $n = C \times V$ avec
 n quantité de matière de soluté en mol
 C concentration molaire en mol/L
 V volume de solution

3. Construire un tableau d'avancement d'une réaction chimique1^{re} S

- L'avancement d'une réaction est le nombre de réactions microscopiques qui ont eu lieu
- L'avancement et les quantités de matière sont exprimées en mol

L'avancement est nul à l'état initial

état	Avancement	A + 2 B → C + 3 D			
Etat initial	x = 0	a	b	0	0
Etat final (max)	X _{max}	a - X _{max}	b - 2 X _{max}	X _{max}	3 X _{max}

Signe moins car les réactifs sont consommés

- Un réactif qui est totalement consommé à l'état final est appelé **réactif limitant** : la quantité de réactif limitant est **nulle à l'état final**.
- Si dans l'état initial les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques, leurs quantités de matières sont nulles dans l'état final.
- Réciproquement si les quantités de matières des réactifs sont nulles à l'état final, alors ils étaient introduits dans les proportions stoechiométriques à l'état initial.
- **Dans les proportions stoechiométriques, aucun réactif n'est en excès.**

4. Equation de combustion1^{re} S

- Les réactions de combustion font intervenir du **dioxygène** présent dans l'air comme réactif. Les équations correspondantes respectent toutes les règles d'écriture des équations chimiques (stoechiométrie).
- Les produits d'une combustion complète d'un alcane ou d'un alcool sont **du CO₂ et de l'eau**

**5. Equation de dissolution**1^{re} S

- Exemple : $\text{BaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$
 - chaque molécule de BaCl₂ libère 2 ions Cl⁻.
 - l'indice (aq) indique que l'ion est solvaté (entouré de molécules d'eau).
- La solution obtenue est électriquement neutre.

Il faut distinguer :

- la concentration en soluté apporté $C = \frac{n(\text{BaCl}_2)}{V}$ qui indique la concentration en soluté sans tenir compte de la dissolution.
- la concentration effective en ions : $[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V}$ (= 2.C ici) qui indique la concentration réelle en ions en tenant compte de la dissolution.

6. Bilan d'énergie

T^o S

- Au cours d'une transformation susceptible de faire varier l'énergie du système étudié, on effectue un bilan d'énergie qui indique l'énergie gagnée et l'énergie perdue par le système.
- La modification de l'énergie totale d'un système peut se faire soit sous forme de travail d'une force extérieure non conservative W, soit sous forme de transfert thermique Q avec l'extérieur:

$$\Delta E_{\text{totale}} = W(\vec{F}_{NC}) + Q$$

- W et Q > 0 J si l'énergie est reçue par le système (E_{oytale} augmente)
- W et Q < 0 J si l'énergie est perdue par le système (E_{oytale} diminue).
- W = 0 J si le système ne change pas de volume (solide ou liquide)
- Si l'énergie macroscopique du système est constante (ΔE_c = 0 J et ΔE_p = 0 J), alors cette expression devient : $\Delta U = W(\vec{F}_{NC}) + Q$.

7. La capacité thermique

T^o S

- Si le système ne change pas de volume (phases condensées principalement —liquides et solides—), alors :

$\Delta U = Q = C \Delta T$	C est la capacité thermique du système en J/K ΔU la variation de l'énergie interne en J ΔT la variation de température en K
-----------------------------	---

- La capacité thermique représente la capacité du système à absorber l'énergie thermique.
 $C = c \times m$ avec c la capacité thermique massique en J.K⁻¹.kg⁻¹.
 $C = C_m \times n$ avec C_m la capacité thermique molaire en J.K⁻¹.mol⁻¹.

8. Effets d'un transfert thermique

1^o S

- Un transfert d'énergie thermique provoque soit une variation de température soit un changement d'état.

Energie thermique transférée Q (en joule)

Variation de température	Changement d'état
$Q = m c_m (T_{\text{haute}} - T_{\text{basse}})$	$Q = m L$
<ul style="list-style-type: none"> • m : masse (kg) • T : température (K) • C_m capacité thermique massique (J.K⁻¹.kg⁻¹) 	<ul style="list-style-type: none"> • m : masse (kg) • L : énergie massique (ou chaleur latente) de changement d'état (J.kg⁻¹)
Changement de la vitesse d'agitation des molécules. Peu de changement du désordre moléculaire	Fort changement du désordre moléculaire

- La mesure d'une énergie thermique transférée ne s'effectue pas directement, elle se calcule à partir de l'évolution de la température du système étudié dans un appareil appelé calorimètre, qui limite les échanges thermiques avec l'extérieur.

9. Caractéristiques de la réaction acido-basique

T^o S

- La réaction entre un acide et une base s'écrit : $\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{B}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{A}^{-}_{(\text{aq})} + \text{BH}^{+}_{(\text{aq})}$
- Le pH est défini par la relation : $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}])$ donc $[\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}] = 10^{-\text{pH}}$

Avec $[\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}]$ en mol.L⁻¹ (la concentration effective en ions oxonium), le pH est sans unité.

9.1. Constante d'acidité d'un couple acide / base et pK_A associé

- Réaction d'un acide placé dans l'eau : $\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{A}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$
- Cette réaction est limitée et traduit un équilibre chimique. On lui associe une constante appelée la constante d'acidité K_A, définie par :

$$K_A = \frac{[\text{A}^{-}]_e [\text{H}_3\text{O}^{+}]_e}{[\text{AH}]_e}$$

où les concentrations à l'équilibre (finales) sont exprimées en mol.L⁻¹
K_A n'a pas d'unité.

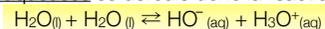
- On définit le pK_A tel que $\text{pK}_A = -\log K_A$ soit $K_A = 10^{-\text{pK}_A}$
- Pour tout couple acide / base, on peut écrire :

$$\text{pK}_A = -\log(K_A) = -\log \frac{[\text{A}^{-}]_e [\text{H}_3\text{O}^{+}]_e}{[\text{AH}]_e} = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+}]_e - \log \frac{[\text{A}^{-}]_e}{[\text{AH}]_e}$$

Soit $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{A}^{-}]_e}{[\text{AH}]_e}$

9.2. Le produit ionique de l'eau

- Dans toutes les solutions aqueuses se déroule donc la réaction d'autoprotolyse de l'eau :



- On définit le produit ionique de l'eau $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_e [\text{HO}^-]_e = 10^{-14}$ à 25 °C

Les concentration s'expriment en mol.L⁻¹, K_e n'a pas d'unité.

- On pose pK_e = -log K_e = 14 à 25 °C
- La réaction donne autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde. A 25°C dans l'eau pure on a pH_{éq} = 7,0. On tire donc [H₃O⁺]_e = [HO⁻]_e = 10⁻⁷ mol.L⁻¹.

10. L'oxydo-réduction

1^{re} S

- Une réaction d'oxydoréduction met en jeu un transfert d'électron entre entités chimiques.

Au cours de la transformation :

- ▶ L'EC qui cède les électrons est le réducteur
- ▶ l'EC qui prend les électrons est l'oxydant

- Un couple redox est constitué de la forme oxydée du couple et de la forme réduite du couple qui ne diffèrent que par leur nombre d'électrons. Il s'écrit forme oxydée / forme réduite (ex : Fe²⁺ / Fe).

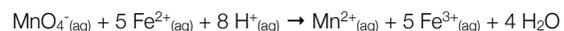
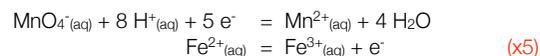
- Une demi-équation donne le lien entre les deux formes du couple :



- Une réaction d'oxydoréduction met en jeu un transfert d'électrons entre la forme réduite d'un couple et la forme oxydée d'un autre couple.

- Tous les électrons cédés le réducteur doivent être captés par l'oxydant : les nombre stœchiométriques doivent donc être ajustés de manière à éliminer les électrons de l'équation chimique finale.

Exemple :



Plus de rappels ? <http://physique.reverdy.free.fr>

