



*Centro Studi
Colombo*

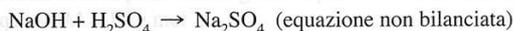
*Reazioni chimiche, bilanciamento
e rapporti ponderali*

9

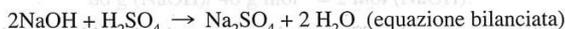
REAZIONI CHIMICHE, BILANCIAMENTO E RAPPORTI PONDERALI (STECIOMETRIA)

Le reazioni chimiche, dette anche trasformazioni chimiche, sono trasformazioni della materia nel corso delle quali le specie chimiche che vi partecipano cambiano la loro composizione. Ciò implica la rottura di uno o più legami nei reagenti con formazione di nuovi legami per dare i prodotti.

La trasformazione delle sostanze in altre si indica con una freccia (\rightarrow) che, unendo reagenti e prodotti, dà luogo all'equazione chimica. Es:



L'equazione scritta deve però essere trasformata in un'equazione chimica bilanciata, ovvero deve essere completata con numeri che precedono i simboli dei reagenti e dei prodotti (coefficienti stechiometrici della reazione), in modo da rendere uguali il numero di atomi di ciascuna specie chimica nei reagenti e nei prodotti. Nella reazione bilanciata la somma delle masse dei reagenti deve essere uguale alla somma delle masse dei prodotti. Per bilanciare l'equazione precedente occorre aggiungere un 2 davanti alla formula dell'idrossido di sodio e, tra i prodotti, due molecole di acqua. Perciò l'equazione bilanciata è:



Ma il bilanciamento non è sempre così immediato!

9.1 REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE E LORO BILANCIAMENTO

Ci sono reazioni in cui alcuni elementi nel passare dai reagenti ai prodotti cambiano numero di ossidazione (N.O.).¹ Nello scrivere le equazioni di queste reazioni, dette ossidoriduzioni o reazioni redox, bisogna bilanciare non solo le masse ma anche le cariche dei reagenti e dei prodotti.

Allo scopo di esaminare il bilanciamento delle reazioni redox, è bene qui precisare che il N.O. di un atomo in un composto è la carica virtuale (o fittizia, espressa in valore algebrico, ovvero con il segno davanti) che l'atomo assumerebbe se le coppie di elettroni dei legami a cui partecipa fossero interamente attribuite all'atomo più elettronegativo. Si tratta in realtà di un utensile didattico che i chimici usano per poter bilanciare in modo razionale e semplice le reazioni redox. Per determinarlo in modo rapido conviene riferirsi ad alcune semplici regole empiriche:

- il N.O. degli elementi allo stato puro è, per convenzione, posto uguale a zero;
- il N.O. di uno ione monoatomico è uguale alla sua carica espressa in valore algebrico. Es. $\text{Cu}^{2+} = +2$; $\text{Na}^+ = +1$; $\text{Cl}^- = -1$ etc. In uno ione poliatomico la somma del numero di ossidazione degli atomi presenti è uguale alla carica dello ione. Es. MnO_4^- ($\text{Mn} = +7$, $\text{O} = -2$; perciò, $+7 + (4 \times -2) = -8 = -1$);
- i N.O. degli atomi di una molecola o di una formula chimica danno come somma zero;
- il N.O. dell'H è sempre +1 a parte nei composti con i metalli dove è -1;
- il N.O. di ossidazione dei metalli alcalini è +1;
- il N.O. di ossidazione dei metalli alcalino-terrosi è +2;
- il N.O. dell'atomo di ossigeno è -2, tranne che nei perossidi dove è -1 e dei composti con il fluoro in cui ha N.O. +2.



Con queste regole mnemoniche si possono riconoscere e bilanciare le reazioni di ossidoriduzione.

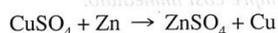
In un'ossidoriduzione si ha una variazione del numero di ossidazione di uno o più elementi.

Esiste sempre una specie che aumenta il suo N.O. e quindi si ossida, e una specie che diminuisce il suo N.O. e quindi si riduce. Ossidazione è l'aumento del N.O. per perdita di elettroni, riduzione è la riduzione del N.O. per acquisto di elettroni.

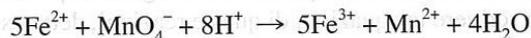
Chi si ossida, cede elettroni e permette ad una seconda specie di ridursi, perciò è detto riducente.

Chi si riduce, acquista elettroni e permette ad una seconda specie di ossidarsi, perciò è detto ossidante.

Ai fini del test di ammissione è sufficiente riconoscere chi si ossida e chi si riduce. Per apprendere ciò, si considerino alcune semplici reazioni redox:



In essa: lo Zn metallico (N.O. = 0) si ossida a ione zinco (Zn^{2+}), invece lo ione rame Cu^{2+} del solfato di rame si riduce a rame Cu metallico (N.O. = 0). Lo ione rame(II) Cu^{2+} è quindi l'ossidante e lo zinco metallico è il riducente. Analogamente, nella reazione già bilanciata:

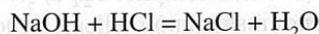


Lo ione Fe^{2+} si ossida a ione Fe^{3+} , mentre lo ione MnO_4^- si riduce a ione Mn^{2+} .

I programmi ministeriali attuali non prevedono il bilanciamento di reazioni redox ma solo il riconoscimento dell'ossidante e del riducente. Chi ha tempo per studiare anche argomenti fuori programma e quindi reazioni più complesse, consulti un testo di chimica dei licei che di solito sono esaurienti su tale argomento.

9.2 RAPPORTI PONDERALI NELLE REAZIONI CHIMICHE, STECHIOMETRIA

Le equazioni chimiche, oltre al significato teorico di rappresentazione di molecole o ioni che reagiscono, hanno un aspetto concreto in quanto permettono di identificare la molecola o lo ione con la mole di molecole e la mole di ioni. Perciò, nella seguente reazione tra idrossido di sodio e acido cloridrico:



la simbologia significa non solo che una formula di NaOH reagisce con una molecola di acido cloridrico, ma anche che una mole di NaOH reagisce con una mole di molecole di HCl. Quindi, tenuto conto che la massa di una mole di un composto si ricava mettendo l'etichetta grammi davanti al peso molecolare (analogamente la massa di una mole di atomi di un elemento si ottiene mettendo l'etichetta grammi davanti al peso atomico), si può procedere a valutare i rapporti di massa delle reazioni chimiche. La stechiometria si interessa del calcolo di tali rapporti.

Nel caso della reazione precedente, si ha che una mole di NaOH (massa molare (MM) = 40 g mol^{-1}) reagisce con una mole di HCl (MM = $36,5 \text{ g mol}^{-1}$) per dare una mole di NaCl (MM = $58,5 \text{ g mol}^{-1}$) e due moli di acqua (MM = 18 g mol^{-1}).

Ciò significa che 40 g di NaOH reagiscono con 36,5 g di HCl per dare 58,5 g di NaCl e 18 g di acqua. Queste certezze espresse dall'equazione di reazione permettono anche di dare risposta ad alcune domande che ci si può porre. Ad esempio, se ci si chiede quanto NaCl si può ottenere da 80 g di NaOH, ammesso di avere l'HCl necessario in eccesso, secondo la reazione soprariportata, si può procedere così: si calcola innanzitutto a quante moli corrisponde la massa del reagente posseduto e poi si vedono i rapporti molari della reazione bilanciata rispetto al prodotto in questione. Perciò nel caso in esame si segue il seguente percorso:

$$80 \text{ g (NaOH)} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 2 \text{ mol (NaOH)}.$$

Ed essendo il rapporto $NaOH/NaCl = 1$

2 mol di NaOH permettono di ottenere 2 mol di NaCl.

Per calcolare la massa di NaCl corrispondente a 2 mol di NaCl, si effettua il seguente calcolo:

$$2 \text{ mol (NaOH)} \times 58,5 \text{ g mol}^{-1} = 117,0 \text{ g}$$

Nella reazione, 2 mol di NaOH richiedono, d'altro canto, 2 mol di HCl, ovvero $2 \text{ mol} \times 36,5 \text{ g mol}^{-1} = 73 \text{ g}$ di acido.

Quando si hanno a disposizione quantità fisse di reagenti, per sapere quanti prodotti si possono ottenere, bisogna determinare il **reagente limitante**, ovvero il reagente presente in difetto. Infatti, se i reagenti si mettono a reagire in un rapporto diverso da quello previsto dai coefficienti della reazione bilanciata (rapporto stechiometrico), una volta che tutto il reagente in difetto o limitante ha reagito, la reazione si blocca.

Immaginiamo, ad esempio, di avere a disposizione 25g di NaOH e 12,4 g di HCl e di chiederci quanto NaCl si può ottenere.

Innanzitutto si calcola la quantità chimica (misurata in mol) di NaOH:

$$25 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,625 \text{ mol}$$

Quindi si calcola la quantità chimica (misurata in mol) di HCl:

$$12,4 \text{ g} / 36,5 = 0,340 \text{ mol}$$

Si vede che il reagente limitante è HCl. Perciò, la quantità di NaCl che si può ottenere è limitata dalle moli di HCl e corrisponde a: 0,340 mol. Naturalmente si otterranno anche 0,340 mol di H₂O. È anche evidente che saranno consumate solo 0,340 mol di NaOH e che quindi resteranno:

$$0,625 \text{ mol} - 0,340 \text{ mol} = 0,285 \text{ mol di NaOH.}$$

Analogamente, se si conosce la massa dei prodotti e si vuol risalire alla massa di reagenti da cui questi sono stati ottenuti, si calcola la quantità in mol di prodotti e quindi dal rapporto stechiometrico dell'equazione bilanciata si risale alle moli di reagenti. Usando una prima equazione e le sue elaborazioni possibili:

$massa\ totale\ (g) = (MM, massa\ molare, g\ mol^{-1}) \times n$ (quantità chimica; numero di mol)
da cui:

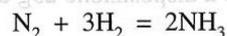
$$n\ (\text{quantità\ chimica; numero di mol}) = \frac{massa\ totale\ (g)}{MM\ (g\ mol^{-1})}$$

$$MM\ (\text{in}\ g\ mol^{-1}) = \frac{massa\ totale\ (\text{in}\ g)}{n\ (\text{in}\ mol)}$$

9.3 REAZIONI DI EQUILIBRIO

Quanto visto fino ad ora parte dal presupposto che le reazioni chimiche vadano sempre a compimento, ovvero alla fine non mostrino più la presenza dei reagenti. In verità però le reazioni che vanno a compimento (dette **reazioni nette**) sono solo un caso di reazioni di equilibrio nelle quali l'equilibrio risulta talmente spostato verso i prodotti da rendere irrilevanti e non determinabili con i comuni metodi analitici le concentrazioni dei reagenti. Molte reazioni chimiche invece non raggiungono la completezza e si fermano in uno stato intermedio in cui accanto ai prodotti sono presenti e determinabili ancora anche i reagenti. Proprio grazie a queste reazioni i chimici si guadagnano da vivere in quanto hanno imparato a spostare l'equilibrio verso i prodotti o verso i reagenti a seconda del loro interesse.

Si immagini una delle tante reazioni di equilibrio che l'uomo ha reso utile e industriale, la sintesi dell'ammoniaca da idrogeno e azoto atmosferico:



Questa reazione avviene tra gas, ma si ferma quando ancora i prodotti prevalgono sui reagenti. Il verbo fermarsi non va inteso però in senso letterario statico, anzi bisogna subito dire che l'equilibrio

è un equilibrio dinamico in cui tutto sembra fermo in quanto restano costanti le concentrazioni di reagenti e prodotti, ma in realtà al numero di molecole di idrogeno e azoto che reagiscono corrisponde un egual numero di molecole di ammoniaca che riformano azoto e idrogeno. Si può anche dire che, ad equilibrio raggiunto, le reazioni diretta e inversa avvengono con la stessa velocità. L'equilibrio è quindi dinamico!

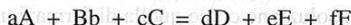
Per capire quanto un equilibrio sia spostato verso i reagenti o i prodotti, i chimici fanno riferimento alla sua costante di equilibrio K_e (o più semplicemente K) che è data dal rapporto tra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti e quelle dei reagenti (valutate naturalmente all'equilibrio), ciascuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico. Nel caso dell'ammoniaca si ha:

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

oppure, visto che la reazione è tra gas, al posto delle concentrazioni molari si possono usare le pressioni parziali dei gas componenti:

$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3}$$

Più in generale, per la generica reazione:



si ha:

$$K_c = \frac{[D]_{eq}^d [E]_{eq}^e [F]_{eq}^f}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b [C]_{eq}^c}$$

e se la reazione è tra gas, si usano le pressioni parziali all'equilibrio:

$$K_p = \frac{P_D^d P_E^e P_F^f}{P_A^a P_B^b P_C^c}$$

È evidente che il valore maggiore o minore di K indica in quale posizione si è fermato l'equilibrio.

Per prevedere qualitativamente il comportamento di una qualsiasi reazione di equilibrio al variare di uno dei fattori che lo determinano si può applicare il principio empirico di Le Chatelier Bown, detto anche dell'equilibrio mobile o dell'azione e reazione o della fuga dinanzi allo sforzo. Tale principio stabilisce che: dato un sistema all'equilibrio, se dall'esterno si effettua un'azione che fa variare uno dei fattori che ne determinano la posizione, il sistema reagisce spostandosi in una nuova posizione, nella direzione che tende a ridurre al minimo l'effetto della perturbazione e a ripristinare, se possibile le condizioni di partenza. In conseguenza di tale principio, la costante di equilibrio di una reazione di equilibrio che non sia atermica (che non avvenga cioè senza variazione di calore) varia al variare della temperatura.

Proprietà della K di equilibrio:

- 1) dipende dalla reazione;
- 2) è sempre costante e varia solo con la T; è costante per $T = \text{costante}$;
- 3) il valore di K in funzione delle concentrazioni molari di solito è diverso da quello di K_p ;
- 4) se una reazione di equilibrio avviene con sviluppo di calore, un aumento della T fa diminuire il valore di K e viceversa. Un caso interessante di reazione in cui la temperatura fa variare la K di equilibrio è rappresentato dall'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua:

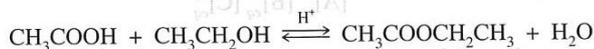


un processo endotermico, ovvero che si svolge verso destra con assorbimento di calore. Per esso si osserva che $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$ a 25°C .

Si immagini ora un sistema costituito da un recipiente contenente acqua in equilibrio a 25°C . Se si raffredda il recipiente con del ghiaccio fino alla temperatura a 10°C , per reazione, il sistema fa retrocedere l'equilibrio a sinistra per emettere calore e contrastare l'abbassamento della temperatura. In accordo con ciò, a 10°C , si osserva un abbassamento del valore di K_w a $2,920 \times 10^{-15} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$.

Viceversa, se dall'esterno si scalda il recipiente, ad esempio fino a 60°C , l'equilibrio reagisce spostandosi verso destra (senso endotermico di reazione) in modo da assorbire calore e contrastare l'aumento di temperatura. Così, a 60°C , il valore di K_w sale a $9,615 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$.

- 5) K non viene quindi influenzata dalla concentrazione dei reagenti e dei prodotti;
- 6) a $T = K$, la costante resta costante ma la composizione dell'equilibrio può variare, ad esempio, aggiungendo uno dei prodotti, l'equilibrio si sposta verso i reagenti e viceversa, sottraendo uno dei prodotti, la reazione si sposta verso destra e si ottengono più prodotti. Per maggior chiarezza riferiamoci ad una reazione in soluzione come quella di formazione degli esteri, da alcoli e acidi carbossilici (detta esterificazione, vedi esteri al Capitolo 12). Riferiamoci nel caso particolare alla formazione dell'estere etilico dell'acido acetico, da acido acetico ed alcool etilico o etanolo, in presenza di un acido inorganico come catalizzatore:



con

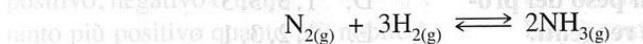
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3]_{eq} [\text{H}_2\text{O}]_{eq}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{eq} [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]_{eq}}$$

con le concentrazioni che sono naturalmente quelle all'equilibrio!

Si immagini quindi che la reazione abbia raggiunto l'equilibrio. Se a questo punto, tenendo la temperatura costante, si allontana uno dei prodotti, ad esempio l'acqua, mediante l'uso di un disidratante, capace di assorbire l'acqua e sottrarla all'equilibrio, il sistema reagisce al disturbo esterno avanzando verso destra, ovvero nella direzione che produce altra acqua, per opporsi alla variazione causata dall'esterno. In altri termini, poiché la K_c deve restare costante, perché non si è variata la temperatura, deve variare la composizione dell'equilibrio, deve diminuire il denominatore dell'equazione soprascritta, essendo diminuito il numeratore. Lo stesso risultato si ottiene se si aggiunge uno dei reagenti, mantenendo costante la T . Aggiungendo ad esempio un eccesso di etanolo (nella formazione di esteri se ne usa un eccesso di 4 moli per mole di acido), la reazione si sposta verso destra per consumare l'etanolo aggiunto. In altri termini, poiché la K_c deve restare costante, non avendo variato la T , deve aumentare il numeratore dell'equazione di equilibrio, cioè devono aumentare i prodotti della reazione.

Interessante è il caso degli equilibri che si svolgono in fase gassosa. In questo caso anche le variazioni di pressione possono far variare la composizione dell'equilibrio.

Consideriamo ad esempio il caso della sintesi dell'ammoniaca che ripetiamo per comodità:



La stechiometria mostra che si tratta di un processo in fase gassosa in cui si ha una diminuzione di numero di molecole (da 4 a 2). Se, ad equilibrio raggiunto, si provoca dall'esterno un aumento di pressione, ad esempio riducendo il volume, il sistema reagisce evolvendo verso destra in modo da ridurre il numero di molecole e quindi diminuire la pressione. Aumentando la pressione si costringono le molecole a stare più strette; queste si difendono reagendo, riducendo il loro numero e formando più prodotti. Una reazione opposta del sistema si ha se invece, con un'azione esterna, si diminuisce la pressione, ad esempio aumentando il volume. Il sistema si difende regredendo verso i reagenti, ovvero nella direzione che tende, aumentando il numero di molecole, a ripristinare la pressione iniziale. Nella pratica la sintesi dell'ammoniaca si effettua ad alte pressioni, proprio per spostare l'equilibrio verso destra.

Quanto detto qualitativamente si può anche confermare semplicemente considerando l'espressione matematica della costante di equilibrio scritta in funzione delle pressioni parziali (vedi Paragrafo 6.1):

$$K_p = \frac{p^2(\text{NH}_3)}{p(\text{N}_2) p^3(\text{H}_2)}$$

Ora se ad equilibrio raggiunto, alla pressione P e alla temperatura T , si innalza di n volte la pressione, da P ad nP , mantenendo costante la temperatura, si ha un contemporaneo aumento di ciascuna delle pressioni parziali dei componenti della miscela:

$$nP = np(\text{NH}_3) + np(\text{H}_2) + np(\text{N}_2)$$

per cui l'espressione della costante di equilibrio, sopra scritta diviene:

$$K_p = \frac{n^2 p^2(\text{NH}_3)}{np(\text{N}_2) n^3 p^3(\text{H}_2)} \quad \text{che, semplificando, diviene:} \quad K_p = \frac{p^2(\text{NH}_3)}{np(\text{N}_2) np^3(\text{H}_2)}$$

Il risultato dimostra che, come conseguenza del disturbo esterno, il denominatore della frazione aumenta di n^2 volte. Poiché la T è rimasta costante, la K_p non può però variare, perciò deve aumentare di n^2 volte anche il numeratore dell'equazione. Il che significa che la reazione deve evolvere verso la formazione di ammoniaca.

Verifica
Reazioni chimiche, bilanciamento
e rapporti ponderali

- 1) **In una reazione chimica il peso dei prodotti, rispetto a quello dei reagenti:**
 - A. è inferiore, se la reazione è fortemente esotermica
 - B. è sempre uguale
 - C. è inferiore, se si formano prodotti gassosi
 - D. dipende dal bilancio energetico della reazione
 - E. è uguale se i prodotti non sono gassosi
- 2) **I coefficienti stechiometrici della reazione $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ sono nell'ordine:**
 - A. 2, 3, 1, 3
 - B. 2, 3, 1, 6
 - C. 3, 2, 1, 6
 - D. 3, 2, 1, 2
 - E. 1, 2, 3, 3
- 3) **I coefficienti stechiometrici della reazione $\text{AsCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HCl}$ sono nell'ordine:**
 - A. 1, 3, 1, 3
 - B. 3, 1, 3, 1
 - C. 1, 1, 1, 1
 - D. 3, 2, 1, 3
 - E. 3, 1, 2, 3
- 4) **I coefficienti stechiometrici della reazione $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaSO}_4 \cdot 0,5 \text{H}_2\text{O}$ sono nell'ordine:**
 - A. 2, 1, 2
 - B. 2, 1, 1, 5
 - C. 1, 1, 2, 5
 - D. 3, 2, 0, 5
 - E. 1, 2, 0, 5
- 5) **I coefficienti stechiometrici della reazione $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow \text{FeO} + \text{CO}_2$ sono nell'ordine:**
 - A. 1, 1, 3, 1
 - B. 3, 1, 3, 1
 - C. 2, 3, 2, 3
 - D. 1, 3, 3, 3
 - E. 1, 2, 3, 1
- 6) **Il numero di ossidazione di un atomo in un composto rappresenta:**
 - A. una carica solo fittizia
 - B. la carica che possiede l'atomo
 - C. il numero di legami che l'atomo presenta
 - D. il numero di legami ionici che l'atomo presenta
 - E. il numero di coppie di elettroni di legame
- 7) **Il valore +6 del numero di ossidazione dello zolfo nell' H_2SO_4 rappresenta:**
 - A. il valore del potenziale di ossidazione dello zolfo nel composto
 - B. la carica che presenta lo zolfo nel composto
 - C. il valore dell'elettronegatività dello zolfo
 - D. una carica fittizia attribuita allo zolfo nel composto usando alcune regole convenzionali
 - E. il valore dell'affinità elettronica dello zolfo
- 8) **Il peso equivalente di un ossidante in una reazione di ossidoriduzione si definisce come il rapporto fra il suo peso molecolare e il numero di:**
 - A. moli della sostanza che viene ossidata
 - B. ossidazione che possiede
 - C. elettroni da lui acquistati nella reazione
 - D. protoni che può cedere
 - E. elettroni da lui ceduti nella reazione
- 9) **L'atomo di un elemento metallico nei suoi composti presenta normalmente un numero di ossidazione:**
 - A. di valore uguale al suo potenziale di ossidazione
 - B. sempre positivo
 - C. di valore sempre uguale a zero
 - D. positivo, negativo o nullo
 - E. tanto più positivo quanto più nobile è il metallo
- 10) **In uno ione monoatomico il numero di ossidazione:**
 - A. dipende dal valore dell'affinità elettronica
 - B. può essere diverso dalla carica dello ione
 - C. è sempre uguale alla carica dello ione ma va espresso con il segno davanti
 - D. ha lo stesso segno della carica ma può aver valore assoluto diverso
 - E. coincide in valore assoluto ma non con il segno della carica dello ione
- 11) **Un valore negativo del numero di ossidazione di uno ione monoatomico indica che l'atomo corrispondente ha:**
 - A. acquistato protoni
 - B. acquistato elettroni
 - C. perso elettroni
 - D. un potenziale ossidoriduttivo negativo
 - E. subito un'ossidazione
- 12) **Il numero di ossidazione degli atomi nelle sostanze allo stato elementare:**
 - A. dipende dalla elettronegatività dell'elemento
 - B. è positivo nei metalli e negativo nei non metalli
 - C. è sempre uguale a zero per convenzione
 - D. dipende dal potenziale di ionizzazione dell'elemento
 - E. è uguale a 0 per i metalli e a -1 per i metalloidi
- 13) **In uno ione poliatomico la somma dei numeri di ossidazione degli atomi che lo formano:**
 - A. è sempre uguale alla carica dello ione
 - B. come segno ma diverso in valore assoluto
 - C. non dipende dalla carica dello ione
 - D. è sempre uguale a zero
 - E. è sempre uguale alla carica dello ione
 - F. è sempre maggiore della carica dello ione

14) Il valore del numero di ossidazione di un atomo in una molecola:

- A. dipende solo dagli atomi ad esso legati con legame ionico
- B. dipende da tutti gli atomi presenti nella molecola
- C. non è determinabile se non si conosce la formula di Lewis
- D. dipende dall'atomo in esame e dagli atomi ad esso direttamente legati
- E. è indipendente dagli altri atomi presenti, ma dipende dalla elettronegatività dell'atomo in esame

15) In una molecola neutra il valore della somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi che la formano è:

- A. positivo, negativo o nullo a seconda degli atomi presenti nella molecola
- B. sempre uguale a zero
- C. positivo se prevalgono atomi di metalli, negativo se prevalgono atomi di non metalli
- D. uguale a zero solo se non ci sono legami ionici
- E. sempre un numero pari

16) In una ossidoriduzione si definisce riducente la sostanza che:

- A. diminuisce il suo numero di ossidazione
- B. acquista elettroni
- C. si riduce
- D. si ossida
- E. acquista protoni

17) In una ossidoriduzione si definisce ossidante la sostanza che:

- A. libera ossigeno molecolare dagli ossidi
- B. si ossida
- C. si riduce
- D. cede elettroni
- E. funge da ambiente di reazione

18) Si dice che un atomo in un composto si ossida quando:

- A. diminuisce il suo numero di ossidazione
- B. si trasforma in uno ione positivo
- C. acquista elettroni
- D. aumenta il suo numero di ossidazione
- E. forma ruggine

19) Si dice che un atomo in un composto si riduce quando:

- A. aumenta il suo numero di ossidazione
- B. si trasforma in ione negativo
- C. perde elettroni
- D. diminuisce il suo numero di ossidazione
- E. torna allo stato elementare

20) In una reazione di ossidoriduzione il numero di elettroni persi dal riducente e il numero di elettroni acquistati dall'ossidante devono essere:

- A. diversi per le ossidoriduzioni che avvengono nelle pile
 - B. sempre uguali
 - C. diversi se il solvente ha la capacità di solvatare gli elettroni
 - D. diversi e dipendono dal potenziale elettrochimico dei reagenti
 - E. sempre multipli l'uno dell'altro
-

